

# Atomphysik

## 1 Die Natur des Lichts

Die Erforschung der Atome hängt eng mit dem Licht, das die Atome aussenden, und seinen Eigenschaften zusammen. Daher werden die wichtigsten Ergebnisse der Erforschung des Lichts in einem Vorspann zusammengestellt. Wir werden uns zunächst auf den sichtbaren Spektralbereich beschränken (wie es auch der umgangssprachlichen Bedeutung des Wortes entspricht), obwohl in der Physik der Begriff "Licht" weiter gefasst wird und alle Wellenlängen umfasst.

### 1.1 Wellen- und Teilchenbild

**Buch S. 243 "Erste Wellenvorstellungen vom Licht"**: Newton (der uns bereits aus der Mechanik bekannt ist) stellte sich ca. 1670 das Licht als Strom von Teilchen vor, so ähnlich wie der Strahl eines Sandstrahlgebläses. Etwa zehn Jahre später bemerkte der Holländer Chr. Huygens viele Ähnlichkeiten zwischen der Ausbreitung des Lichts und der von Wasserwellen. Das veranlasste ihn, das Licht als eine Wellenbewegung aufzufassen. Damit konnte er zwanglos die Phänomene der Beugung und Interferenz von Licht erklären. Unter Beugung versteht man die Ablenkung des Lichts von seiner ansonsten geradlinigen Ausbreitung. Interferenz tritt beispielsweise auf, wenn ein Wellenberg in ein Wellental fällt und es daher zur Auslöschung (destruktive Interferenz) kommt<sup>1</sup>. Der Entdecker dieses Phänomens, Francesco Grimaldi, drückte dies kurz so aus: "Wenn Licht zu Licht kommt, kann Dunkelheit entstehen" (**Buch S. 245** Bilder 12 und 13). Durch Newtons überragende Autorität wurden Huygens' Ideen jedoch kaum beachtet. Erst der Engländer Thomas Young konnte im Jahr 1800 durch eine Reihe überzeugender Experimente der Wellenvorstellung zum Durchbruch verhelfen. Newtons Vorstellung erwies sich damit als falsch. Die Natur des Lichts war eindeutig als Wellenphänomen entlarvt.

Die Frage, was denn nun schwingt, hat ebenfalls lange die Gemüter bewegt und zunächst auch zu einer falschen Vorstellung geführt. Man meinte nämlich früher, die ganze Welt müsse von einem hauchdünnen, feinen Medium, dem so genannten Äther, durchdrungen sein. Die Lichtwellen sollten danach den Äther in Schwingungen versetzen (ähnlich wie Schallwellen die Luft). Dies hat sich jedoch als falsch herausgestellt und man ist heute zu der Auffassung gelangt, dass es sich bei den Lichtwellen um schwingende elektrische und magnetische Felder handelt. Daher spricht man auch allgemeiner von elektromagnetischen Wellen, die auch die für unser Auge unsichtbaren Rundfunk- und Fernsehwellen einschließen, aber auch die Ultraviolette Strahlung und die Röntgenstrahlen (vgl. **Buch S. 351**).

---

<sup>1</sup> Beugung und Interferenz können Sie selbst schön beobachten, wenn Sie nachts einen (Gewebe-) Regenschirm aufspannen und durch ihn eine Laterne betrachten.

## Demo mit Physik2 (Beugung von Wasserwellen u. a. m.)

Um das Ende der Geschichte vorweg zu nehmen: Die Wellenvorstellung begann im Jahr 1900 zu wanken, als Max Planck die Aussendung von Licht (z. B. von einem Glühdraht) durch theoretische Überlegungen nur mit dem Teilchenmodell, nicht aber mit dem Wellenmodell, erklären konnte. Plancks Ideen wurden später von dem Dänen Nils Bohr wieder aufgegriffen und weiter ausgearbeitet. Dadurch erlebte Newtons Vorstellung zumindest teilweise eine Renaissance. Heute sehen wir uns gezwungen, beide Modelle parallel zu benutzen, obwohl es sich zu widersprechen scheint. Mit dem Wellenmodell lässt sich gut die Ausbreitung des Lichts im Raum und die Beugung an kleinen Hindernissen beschreiben, während wir für die Wechselwirkung des Lichts mit Materie, wie sie bei der Emission (Aussendung) und Absorption von Licht auftritt, mit dem Teilchenmodell besser zurecht kommen (**Welle-Teilchen Dualismus**). [Folie Ananas](#)

Für die Ausbreitung von Licht hat sich die Vorstellung einer elektromagnetischen Welle durchgesetzt. Dagegen lässt sich die Wechselwirkung von Licht mit Atomen besser mit der Teilchenvorstellung des Lichts verstehen.

### Hausaufgabe 1

Lesen [Buch S. 243](#) „Einführung“ und [S. 244](#) „Grundlagen: Die Beugung des Lichts“. Wahlweise: „Beugungserscheinungen in der Natur“.

## 1.2 Wellenlänge und Frequenz

### Folie Wellenausbreitung

Die Folie zeigt uns eine Welle zu verschiedenen Zeitpunkten (von oben nach unten). Nach Ablauf einer Periode  $T$  zeigt die Welle wieder das gleiche Aussehen. Auch bei der Ausbreitung im Raum (hier eindimensional nach rechts) zeigt sich eine Periodizität. Diese räumliche Periode wird Wellenlänge  $\lambda$  (Lambda) genannt. Betrachtet man einen bestimmten Punkt (rote Markierung) auf der Welle, so hat er sich in der Zeit  $T$  gerade um eine Wellenlänge vorwärts bewegt. Er breitet sich also mit der Geschwindigkeit  $v = \lambda/T$  aus. Speziell für Lichtwellen wird die Ausbreitungsgeschwindigkeit  $c$  genannt. Somit gilt:

**Formel 1:**  $c = \lambda/T$

Berücksichtigen wir, dass die Frequenz der Welle (Anzahl der Schwingungen an einem Ort pro Sekunde) der Kehrwert der Periode ist, ergibt sich ebenso:

**Formel 2:**  $c = \lambda \cdot f$

Die Lichtgeschwindigkeit ist eine universelle Naturkonstante. Dabei spielt es auch keine Rolle, ob sich die Lichtquelle gerade auf uns zu oder von uns weg bewegt, auch wenn dies paradox erscheint. Zum merken eignet sich die Zahl

$c = 300\,000\text{ km/s}$  gut, der genaue (etwas kleinere) Zahlenwert kann in der Formelsammlung nachgeschlagen werden.

Ist somit die Wellenlänge bekannt, kann man aus obiger „Wellenformel“ sogleich die Frequenz ausrechnen (und auch umgekehrt). Zum Beispiel:

Rundfunkwellen (MW)       $\lambda = 500\text{ m}$        $f =$

Fernsehwellen       $f = 300\text{ MHz}$        $\lambda =$

Beim (sichtbaren) Licht ist die Wellenlänge (bzw. Frequenz) für die Farbe verantwortlich. Das rote Licht hat die längste Wellenlänge, daran schließt sich das unsichtbare Infrarotlicht an (Wärmestrahlung). Violette Licht hat die kürzeste Wellenlänge, daran schließt sich die Ultraviolettstrahlung an (vgl. [Buch S. 351](#)).

### Hausaufgabe 2

Rechnen Sie um:

Mikrowellen       $\lambda = 1\text{ cm}$        $f =$

rotes Licht       $\lambda = 780\text{ nm}$        $f =$

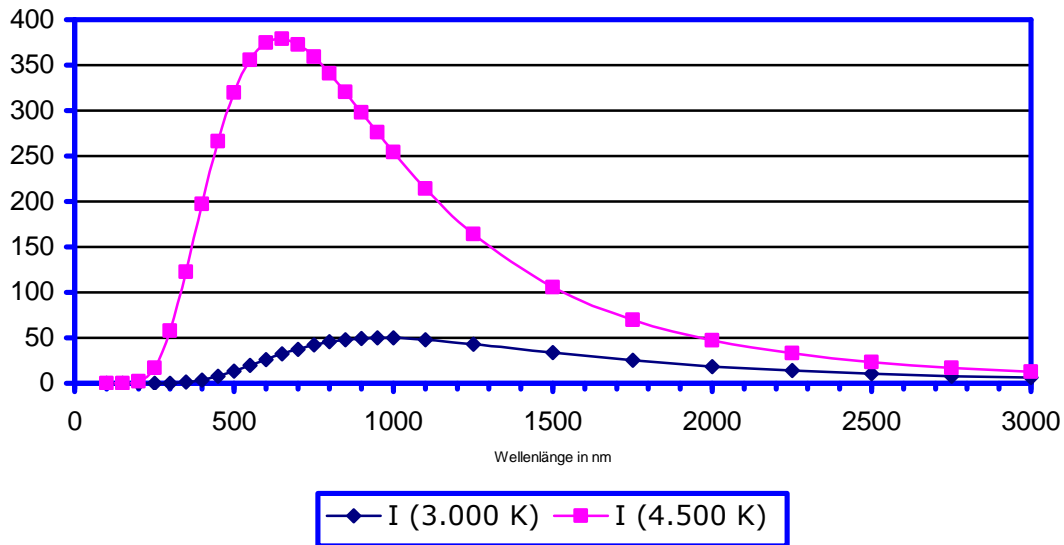
violettes Licht       $\lambda = 390\text{ nm}$        $f =$

Radarwellen       $f = 2,6\text{ GHz}$        $\lambda =$

### 1.3 Lichtquanten

Der Physiker Max Planck untersuchte Ende des 19. Jahrhunderts ein lange Zeit ungelöstes Problem der Physik. Es ging dabei um das Spektrum eines schwarzen Körpers, der alles Licht, das auf ihn fällt verschluckt. Mit dem Spektrum meint man den Intensitätsverlauf in Abhängigkeit von der Wellenlänge. Der schwarze Körper strahlt eine Wärmestrahlung aus, wobei das Spektrum von seiner Temperatur abhängt. Das Spektrum zeigt ein von der Temperatur abhängiges Maximum und einen Abfall zu kleineren und größeren Wellenlängen hin.

Plancksche Strahlungsformel



Die Grafik zeigt das Spektrum eines idealen Strahlers (sog. schwarzer Körper) für 2 Temperaturen (3000 K  $\hat{=}$  3273 °C und 4500 K  $\hat{=}$  4773 °C) in willkürlichen Einheiten. Nach oben aufgetragen ist die Lichtintensität, die der Strahler in einem kleinen Wellenlängenintervall  $\Delta\lambda$  abstrahlt.

Dieses Spektrum konnte theoretisch nicht erklärt werden, insbesondere der Abfall zu kleinen Wellenlängen hin (Folie [Strahlungsgesetz.png](#)). Max Planck gelang es im Jahr 1900, eine Formel aufzustellen, die genau das gemessene Spektrum beschreibt (Grafik s. o.). Er blieb allerdings eine streng logische Herleitung schuldig, denn er musste dazu annehmen, dass das Licht vom Körper in kleinen Energiepaketen, sog. Quanten, abgegeben wird. Diese Annahme war natürlich mit der seinerzeit geltenden Wellenvorstellung des Lichts unvereinbar.

Die Energie dieser Lichtquanten sollte nach Planck proportional zur Frequenz des abgestrahlten Lichts sein (also doch wieder die Wellenvorstellung, das passt doch gar nicht zusammen). Für die Proportionalitätskonstante wählte er den Buchstaben h, sie wird heute ihm zu Ehren **Plancksche Konstante** genannt. Für die Energie der Lichtquanten gilt also die Beziehung

Formel 3:  $E = h f$

Der Wert der Planckschen Konstanten ist äusserst klein:  $h = 6,6261 \cdot 10^{-34}$  Js. Um eine etwas handlichere Zahl zu haben, wird sie oft in eVs ausgedrückt:

$$1 \text{ J} = 1/1,6022 \cdot 10^{-19} \text{ eV} \quad | \cdot 6,6261 \cdot 10^{-34} \text{ s}$$

$$6,6261 \cdot 10^{-34} \text{ Js} = 6,6261 \cdot 10^{-34} / 1,6022 \cdot 10^{-19} \text{ eVs} = 4,1356 \cdot 10^{-15} \text{ eVs}$$

Umrechnung:  $h \text{ (in eVs)} = h \text{ (in Js)} / e$

Nehmen wir als Beispiel die Fernsehwellen mit 300 MHz, so erhalten wir für die Quantenenergie:

$$E = 4,1356 \cdot 10^{-15} \text{ eVs} \cdot 300 \cdot 10^6 \text{ 1/s} = 1,24 \cdot 10^{-6} \text{ eV}$$

Somit hängen Frequenz und Wellenlänge der Lichtwelle und die Energie der Lichtquanten eng zusammen. Ist nur eine dieser Größen bekannt, lassen sich die beiden anderen ausrechnen. Diese Lichtquanten werden auch als **Photonen** bezeichnet. Heute gilt das Photon ebenso wie das Elektron und das Proton und Neutron als Elementarteilchen.

Die Emission von Licht geschieht in Energiepaketen von der Größe  $E = h \cdot f$ , wobei die Plancksche Konstante  $h$  den Wert  $h = 6,6261 \cdot 10^{-34} \text{ Js}$  oder  $h = 4,1356 \cdot 10^{-15} \text{ eVs}$  hat. Statt Energiepaket sagt man auch Lichtquant oder Photon.

### Hausaufgabe 3

Buch S. 357 A4! Energie in eV!

Lösung:

Fernsehwellen:  $\lambda = 0,45 \text{ m}$ ,

Temperaturstrahlung:  $\lambda = 0,1 \text{ mm}$ ,

UV-Strahlung:  $\lambda = 1 \cdot 10^{-8} \text{ m}$ ,

Röntgenstrahlung:  $\lambda = 1 \cdot 10^{-11} \text{ m}$ , Übungsaufgabe: Buch S. 357 A6a: Die

Angabe einer Größe (Energie) pro Sekunde und pro  $\text{m}^2$  nennt man gemeinhin (Energie-) Intensität  $I$ . Laut Angabe im Buch ist die Energieintensität

$$I_E = 500 \text{ J/(s m}^2\text{)}$$

Umrechnung in eine Photonenintensität für Photonen mit einheitlich  $\lambda = 600 \text{ nm}$  Wellenlänge:

$$E_{\text{Ph}} = hc/\lambda = 3,310 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

$$\text{Photonenintensität } I_{\text{Ph}} = I_E / E_{\text{Ph}} = \frac{500 \text{ J/(s m}^2\text{)}}{3,310 \cdot 10^{-19} \text{ J}} =$$

$$1,510 \cdot 10^{21} \text{ Photonen/(s m}^2\text{)} \text{ (Teilchenstromdichte)}$$

$$\text{Fläche } A \text{ der Hand ca. } 9 \times 17 \text{ cm}^2 = 153 \cdot 10^{-4} \text{ m}^2$$

$$\text{Anzahl } n \text{ der Photonen/s auf die Handfläche: } n = I_{\text{Ph}} \cdot A =$$

$$1,510 \cdot 10^{21} \text{ Photonen/(s m}^2\text{)} \cdot 153 \cdot 10^{-4} \text{ m}^2 = 2,311 \cdot 10^{19} \text{ Photonen/s}$$

Der Photonenstrom beträgt also  $2,311 \cdot 10^{19} \text{ 1/s}$ .

Zur Übung: Photonenstrom auf die gesamte Erde?

Die Photonenintensität ist die gleiche, die relevante Fläche ist die Querschnittsfläche der Erdkugel (nicht die Hälfte der Erdoberfläche). Mit  $d_E = 12,7563 \cdot 10^6 \text{ m}$  (aus Anhang) ergibt sich:

$$A = \pi (d/2)^2 = 1,278 \cdot 10^{14} \text{ m}^2, \text{ so dass}$$

$$n = I_{\text{Ph}} \cdot A = 1,930 \cdot 10^{35} \text{ 1/s (eine unvorstellbare Zahl).}$$

## **1.4 Weitere Indizien für die Photonenhypothese**

Selbst Max Planck konnte sich mit der Vorstellung, das Licht sei aus Quanten zusammengesetzt, nur sehr zögerlich anfreunden. Welche Indizien sprechen für die Vorstellung der Photonen?

### **1.4.1 Belichtung von fotografischen Schichten**

**Buch S. 356:** Fotopapier und (Schwarz/Weiß) Filme zeigen bei schwacher Belichtung eine unregelmäßig verteilte Schwärzung. Vergrößertes Foto eines S/W-Films in Bild 1. Eine Welle sollte aber eine gleichmäßige Schwärzung verursachen.

### **1.4.2 Wirkung von Röntgenstrahlung**

Die durchdringende Wirkung der Röntgenstrahlung lässt sich mit der hohen Frequenz (= hohe Photonenenergie) der Röntgenstrahlung erklären. Dementsprechend ist die Röntgenstrahlung für den Organismus sehr schädlich. Die Medizin ist daher bestrebt, die Strahlenbelastung durch Röntgenstrahlen so klein wie möglich zu halten (niedrige Strahlendosis u. a. durch Kontrastmittel und empfindliche Filme, neuerdings digitale Röntgenkameras).

### **Hausaufgabe 4**

Lesen **Buch S. 356** „Grundlagen: Weitere Hinweise auf Photonen“ sowie A1!

[Lösung:](#)

### **Hausaufgabe 5**

Lesen **Buch S. 360/61** (Kasten 4 optional).

### **1.4.3 Spektrum der Röntgenröhre**

Die Röntgenstrahlen wurden Ende 1895 durch Wilhelm Conrad Röntgen entdeckt. Ihre auffälligste Eigenschaft ist, dass sie Körpergewebe scheinbar mühelos durchdringen können. Diese bereits von Röntgen berichtete Eigenschaft verlieh seiner Entdeckung von Anfang an große Aufmerksamkeit. Für die Medizin ergab sich durch die Röntgenstrahlen erstmals die Möglichkeit, in den Körper eines Patienten hineinzuschauen. Erst nach und nach wurde deutlich, dass mit der Durchstrahlung auch eine Schädigung des Körpers einhergeht. Die Natur der Röntgenstrahlen wurde erst Jahre später als elektromagnetische Wellenstrahlung, also Licht im weiteren Sinne, erkannt (Max von Laue, 1912). Die Wellenlänge der Röntgenstrahlen ist aber tausend- bis millionenmal kürzer als die des sichtbaren Lichts (Spektrum s. **Buch S. 351**).

[Folie Röntgenröhre](#)

Was hat dies für Auswirkungen für die Photonenenergie?

Röntgenstrahlen stellen eine durchdringende, energiereiche Strahlung dar, die sich physikalisch wie Licht verhält. Ihre Wellenlänge ist jedoch tausend- bis millionenfach kleiner als die des sichtbaren Lichts.

Ausbreitungsgeschwindigkeit?

Röntgenstrahlen erzeugt man heute in speziellen Röhren, bei denen Elektronen durch eine hohe Spannung (im kV Bereich) beschleunigt werden und dann auf eine Metallplatte (=Anode) prallen (Prinzipskizze [Buch S. 361](#)). Dabei treten parallel zwei Vorgänge auf, die sich auch im Spektrum der Röntgenstrahlung (vgl. [Buch S. 362](#)) äußern:

- a) **Charakteristische Strahlung:** Diese tritt bei bestimmten Wellenlängen in hoher Intensität auf. Im Spektrum sind diese Intensitätsspitzen (Linien oder Peaks) deutlich zu erkennen (diskretes Spektrum). Die Elektronen dringen dabei tief in die Atome des Anodenmaterials ein und geben ihre Energie „auf einen Schlag“ als Energiequant ab. Die Atome werden dadurch zur Aussendung von Photonen mit einer bestimmten Frequenz (und damit auch Wellenlänge) angeregt. Wir werden diesen Vorgang später noch genauer besprechen (s. Bohrsches Atommodell). Hier halten wir nur fest, dass die genaue Lage der Peaks im Spektrum charakteristisch für das jeweilige Anodenmaterial ist (daher der Name) und dass die Lage der intensivsten Linie nach einer Entdeckung von Moseley eng mit der Ordnungszahl  $Z$  des Anodenmaterials zusammenhängt. Das **Moseleysche Gesetz** besagt nämlich für die Frequenz der intensivsten Linie (sog.  $K_\alpha$ -Linie)

**Formel 4:**  $f \sim (Z-1)^2$

Beispiel: Titan ( $Z=22$ ) hat eine  $K_\alpha$ -Wellenlänge von 0,2750 nm. Stellen Sie eine Gleichung für die Frequenz auf! Berechnen Sie danach die Frequenz und Wellenlänge der  $K_\alpha$ -Strahlung von Vanadium ( $Z=23$ ) und Calcium ( $Z=20$ ).

**Lösung:** Für Ti:  $f = c/\lambda = 1,0901 \cdot 10^{18}$  Hz,  $(Z-1)^2 = 441$ ,

$$f/(Z-1)^2 = 2,472 \cdot 10^{15} \text{ Hz} \Rightarrow$$

$$f = 2,472 \cdot 10^{15} \text{ Hz} \cdot (Z-1)^2$$

Vanadium ( $Z=23$ ):  $f = 2,472 \cdot 10^{15} \text{ Hz} \cdot (22)^2 = 1,196 \cdot 10^{18} \text{ Hz}$ ,  
 $\lambda = 0,2506 \text{ nm}$

Calcium ( $Z=20$ ):  $f = 2,472 \cdot 10^{15} \text{ Hz} \cdot (19)^2 = 8,924 \cdot 10^{17} \text{ Hz}$ ,  
 $\lambda = 0,3359 \text{ nm}$

- b) **Bremsstrahlung:** Das Spektrum zeigt, abgesehen von den Spitzen, einen relativ glatten Verlauf, der ein wenig an die Plancksche Strahlungskurve erinnert. Dieses sog. kontinuierliche Spektrum entsteht, wenn die Elektronen beim Aufprall abgebremst werden. Die Abbremsung ist physikalisch eine (negative) Beschleunigung. Es gibt in der Physik ein Gesetz

(das wir nicht besprochen haben), nach dem beschleunigte Ladungen elektromagnetische Strahlung aussenden (ähnlich wie die Elektronen in der Antenne eines Senders). Danach war das kontinuierliche Spektrum der Bremsstrahlung also zu erwarten.

### Hausaufgabe 6

Lesen im Buch S. 362 „Grundlagen: Röntgenspektren...“

Germanium hat die Ordnungszahl 32 und seine  $K_{\alpha}$ -Wellenlänge liegt bei 0,1256 nm. Stellen Sie Moseleys Gesetz als Gleichung auf! Berechnen Sie danach die  $K_{\alpha}$ -Wellenlänge von Molybdän (Ordnungszahl 42)! Von einem unbekanntem Material wird die  $K_{\alpha}$ -Wellenlänge bei 0,0981 nm beobachtet. Um welches Material handelt es sich?

**Lösung:**  $m=2,484$ .

Unbekanntes Material:

Im Gegensatz zur Planckschen Strahlungskurve erstreckt sich das kontinuierliche Spektrum aber nicht bis zur Wellenlänge 0, sondern bricht bei einer kleinsten Wellenlänge abrupt ab (sog. Grenzwellenlänge). Warum?

Wie die Bilder 3 und 4 (Buch S. 362) zeigen, hängt diese Grenzwellenlänge nur von der Anodenspannung ab. Dieses Verhalten läßt sich einfach im Photonenmodell des Lichts erklären. Ein Elektron, das durch eine Spannung  $U$  beschleunigt wurde, hat die (kin.) Energie  $E_{\text{kin}} = eU$ . Diese Energie gibt es teilweise an das Anodenmaterial ab (was zu dessen Erwärmung beiträgt), teilweise wird sie als Bremsstrahlung abgestrahlt. Stellt man sich nun vor, das dieser Teil in einem Akt in ein Röntgenphoton umgewandelt wird, so ist klar, dass dessen Energie  $h \cdot f$  (wegen der Energieerhaltung) höchstens so groß wie die Elektronenenergie sein kann:

$$h f \leq e U \quad \Rightarrow \quad hc/\lambda \leq e U \quad \Rightarrow \quad \lambda \geq hc/(eU)$$

Für die Grenzwellenlänge  $\lambda_{\text{Grenz}}$  gilt dann gerade das Gleichheitszeichen:

**Formel 5:**  $\lambda_{\text{Grenz}} = hc/(eU)$

Mit der Photonenvorstellung lässt sich zwanglos erklären, dass das kontinuierliche Spektrum eine kurzwellige Grenze  $\lambda_{\text{Grenz}} = hc/(eU)$  besitzt.

### Hausaufgabe 7

S. 363 A1-A3 (schriftl.).

Prüfen Sie den in A3 beschriebenen Zusammenhang mit folgenden Beispielwerten, aus denen auch  $h$  zu berechnen ist:

Material	U [kV]	$\lambda_{\text{Grenz}}$ [pm]	
Wolfram	10	128,9	
	13,6	90,25	



Material	U [kV]	$\lambda_{\text{Grenz}}$ [pm]	
Kupfer	9,8	122,7	
	12	101,25	
Aluminium	8	153,4	
	11	114,97	
Mittel:			
StdAbw.:			

**Lösung:**

A3: Aus  $\overline{U \cdot \lambda} =$  folgt mit den bekannten Werten von e und c:  $h =$

**1.4.4 Der Fotoeffekt**

**Buch S. 353:** Kurzwelliges Licht kann Elektronen aus Metalloberflächen herauskatapultieren. Der Fotoeffekt tritt jedoch erst unterhalb einer bestimmten Wellenlänge (oberhalb einer bestimmten Grenzfrequenz) auf. Die Grenzfrequenz ist vom bestrahlten Metall abhängig.

*Meistens verwendet man die Wellenlänge zur Charakterisierung des verwendeten Lichts, da sie direkt gemessen werden kann (Spektrograph). Beim Fotoeffekt ist jedoch die Beschreibung durch die Frequenz günstiger.*

Versuchsanordnung s. Kasten 5. Der entstehende Fotostrom ist so klein, dass ein Messverstärker zum Nachweis notwendig ist. Die Stromstärke ist proportional zur Lichtintensität (Bestrahlungsstärke, Helligkeit der Lichtquelle). Unterhalb der Grenzfrequenz tritt der Fotoeffekt jedoch nicht auf, egal wie stark das Metall bestrahlt wird.

Die maximale (kinetische) Energie der Elektronen kann mit der Gegenfeldmethode untersucht werden, s. Kasten 6. Dabei zeigt sich: Die maximale Elektronenenergie steigt ab einer (materialabhängigen) Grenzfrequenz  $f_{\text{Grenz}}$  linear mit der Frequenz an, unterhalb der Grenzfrequenz tritt der Fotoeffekt nicht auf.

**Demo mit Physik 2**

Trägt man in einem Diagramm die maximale Elektronenenergie (in eV) gegen die Frequenz auf, so liegen die Messpunkte (näherungsweise) auf einer Geraden, der sog. Einstein-Geraden (Bild 7).

Übungsaufgabe: Gemäß AB [Fotoeffekt-ÜA.xls](#) zur Versuchsauswertung ([Demo-Rechner mitnehmen](#)).

Unter dem Fotoeffekt versteht man das Phänomen, dass Metalle bei Bestrahlung mit Licht Elektronen aussenden. Der Effekt setzt erst ein, wenn die Frequenz des Lichts einen materialabhängigen Wert  $f_{\text{Grenz}}$  übersteigt. Der Fotostrom ist dann proportional zur Lichtintensität. Die maximale Elektronenenergie hängt dagegen nicht von der Lichtintensität ab, sondern nur von der Frequenz des Lichts. Sie steigt oberhalb der Grenzfrequenz linear zur Frequenz an.

Wie lassen sich die Versuche deuten? Im Wellenbild ist es schwer verständlich, wie die (räumlich ausgedehnte) Energie der Welle auf ein (räumlich konzentriertes) Teilchen übertragen wird. Auch die Abhängigkeit der maximalen Elektronenenergie von der Frequenz des Lichts ist im Wellenbild unverständlich.

Einstein erklärte die Versuchsergebnisse im Photonenbild (und erhielt dafür den Nobelpreis). Nach Einstein wird die Energie des Photons ( $h \cdot f$ ) auf das Elektron übertragen (s. **Buch S. 354**). Die schnellsten Elektronen erhalten die *gesamte* Photonenenergie (bei den langsameren übernimmt das Kristallgitter einen Teil der Photonenenergie). Das Elektron ist durch elektrische Anziehungskräfte im Metall gebunden. Um das Metall zu verlassen, ist daher eine Arbeit zu leisten, die sog. Austrittsarbeit. Man sagt dazu auch Auslöseenergie  $E_A$ . Nur wenn das Photon mindestens eine Energie in Höhe der Auslöseenergie  $E_A$  überträgt, kann das Elektron das Metall verlassen und zum gemessenen Elektronenstrom beitragen. Aufgrund des Energieerhaltungssatzes verlässt das Elektron das Metall mit der kinetischen Energie  $E_{\text{El.}} = E_{\text{Photon}} - E_A$ . Ist die Photonenenergie jedoch zu klein, d. h.  $h \cdot f < E_A$ , so verbleibt das Elektron im Metall und es tritt kein Fotostrom auf.

Aus der Energieerhaltung folgt:

**Formel 6:**  $h f = E_{\text{El.}} + E_A$  ( $E_{\text{El.}}$  = max. Elektronenenergie)

Im Grenzfall  $E_{\text{El.}} = 0$  erhält man:

**Formel 7:**  $h f_{\text{Grenz}} = E_A$

Somit ist eigentlich (bei bekanntem  $h$ ) nur die Angabe einer der beiden Größen  $f_{\text{Grenz}}$  und  $E_A$  nötig, die andere lässt sich dann aus Formel 7 berechnen.

Löst man die Formel 6 nach  $E_{\text{El.}}$  auf, so erhält man eine lineare Funktion von  $f$ :

$$E_{\text{El.}} = h f - E_A$$

Trägt man also in einem Diagramm die max. Elektronenenergie gegen die Photonenfrequenz auf, sollte sich eine Gerade, die sog. **Einstein-Gerade**, ergeben. Daher haben alle Geraden unabhängig vom Material die Steigung  $h$  (in eVs). Der Achsenabschnitt liegt im negativen Bereich bei  $E_A$ . Die Nullstelle der Einstein-Geraden liegt bei der Grenzfrequenz  $f_{\text{Grenz}} = E_A/h$ . Aus der

Nullstelle und/oder dem Achsenabschnitt kann somit das bestrahlte Material bestimmt werden.

Nach Einstein kann der Fotoeffekt dadurch erklärt werden, dass ein Photon seine Energie auf ein Elektron im Metall überträgt. Da ein Elektron im Metall elektrisch gebunden ist, wird ein Teil der Photonenenergie dazu benötigt, um das Elektron aus dem Metall herauszulösen (sog. Auslöseenergie  $E_A$ ). Der Rest steht dem Elektron als kinetische Energie zur Verfügung. Bei vollständiger Energieübertragung auf ein Elektron lautet die Energiebilanz:  
 $h \cdot f = E_{\text{El.}} + E_A$ . Daraus folgt:  $E_{\text{El.}} = h \cdot f - E_A$ . Trägt man also die max. Elektronenenergie gegen die Photonenfrequenz auf, so liegen die Messpunkte auf der sog. Einstein-Geraden. Sie hat immer die Steigung  $h$ . Ihr Achsenabschnitt ist  $-E_A$  und ihre Nullstelle  $f_{\text{Grenz}} = E_A/h$ .

Übungsaufgabe: S. 354 A8: Nach Formel 7 (beachte:  $h$  (in eVs) =  $h$  (in Js) /  $e = 4,1356 \cdot 10^{-15}$  eVs, um die Energie in eV zu erhalten):  
 $E_A = h/e \cdot 5,5 \cdot 10^{14} \text{ Hz} = 2,2746 \text{ eV}$  (zum Vergleich: aus Tabelle auf der vorigen Seite ergibt sich 2,28 eV).

Übungsaufgabe: A10: Energiestrom  $P = \text{Energie (des Lichts) pro Sekunde} = 1 \cdot 10^{-18} \text{ J/s}$ . Photonenenergie  $E_{\text{Ph}} = hf = hc/\lambda = 3,425 \cdot 10^{-19} \text{ J} \Rightarrow$   
 Photonenstrom  $n = \text{Energiestrom } P / \text{Photonenenergie } E_{\text{Ph}} = \frac{1 \cdot 10^{-18} \text{ J/s}}{3,425 \cdot 10^{-19} \text{ J}} = 2,92 \approx 3 \text{ Photonen/s}$

Übungsaufgabe: Musteraufgabe Buch S. 354:

Die Vorgehensweise in der Musteraufgabe ist nicht schülergerecht. Wir gehen wie folgt vor:

Die Wellenlängen rechnen wir nach Formel 2 ( $c = \lambda \cdot f$ ) in Frequenzen um:

$$f_1 = c/493 \cdot 10^{-9} \text{ m} = 6,081 \cdot 10^{14} \text{ Hz (STO A)}$$

$$f_2 = c/405 \cdot 10^{-9} \text{ m} = 7,402 \cdot 10^{14} \text{ Hz (STO B)}$$

Aus den beiden Spannungen ergibt sich unmittelbar die max. Elektronenenergie:

$$E_{\text{El.,1}} = 0,77 \text{ eV und } E_{\text{El.,2}} = 1,31 \text{ eV}$$

Jetzt haben wir das Problem: Gegeben sind 2 Punkt ( $f_1|E_1$ ) und ( $f_2|E_2$ ). Welche Gerade verläuft durch diese beiden Punkte? Die allgemeine Gleichung der Geraden lautet

$$E_{\text{El.}} = h \cdot f - E_A$$

Steigung berechnen:

$$h = \Delta E / \Delta f = (1,31 \text{ eV} - 0,77 \text{ eV}) / (7,402 \cdot 10^{14} \text{ Hz} - 6,081 \cdot 10^{14} \text{ Hz}) = 4,087 \cdot 10^{-15} \text{ eVs (theoretischer Wert: } 4,136 \cdot 10^{-15} \text{ eVs)}$$

Punktprobe mit einem der beiden Punkte machen (hier mit dem ersten):

$$0,77 \text{ eV} = 4,087 \cdot 10^{-15} \text{ eVs} \cdot 6,081 \cdot 10^{14} \text{ Hz} - E_A \Rightarrow$$

$$0,77 \text{ eV} - 2,4852 \text{ eV} = -E_A \Rightarrow$$

$$-1,7152 \text{ eV} = -E_A \Rightarrow$$

$$E_A = 1,7152 \text{ eV}$$

$$\text{Lösung: } E_{\text{El.}} = 4,087 \cdot 10^{-15} \text{ eVs} \cdot f - 1,7152 \text{ eV}$$

### Hausaufgabe 8

- Lesen **Buch S. 353/354**.
- S. 354 A4 und A9.
- Musteraufgabe **S. 354** mit den Daten:  $\lambda_1 = 235 \text{ nm}$ ,  $U_1 = 0,56 \text{ V}$ ,  $\lambda_2 = 187 \text{ nm}$ ,  $U_2 = 1,91 \text{ V}$ . Bestimmen Sie  $h$ ,  $E_A$ ,  $f_{\text{Grenz}}$  und das bestrahlte Material. Zeichnen Sie die Daten in ein Einstein-Diagramm ein!  
Maßstab: f-Achse:  $1 \cdot 10^{15} \text{ Hz} \cong 4 \text{ cm}$ ; E-Achse:  $1 \text{ eV} \cong 2 \text{ cm}$ .  
Umrechnungstabelle!

Lösung:

.

## 2 Das Rätsel der Atome

### 2.1 Rutherfords Atommodell

**Buch S. 386:** Die gesamte positive Atomladung und nahezu die gesamte Atommasse sind auf einen kleinen Bereich von der Größenordnung  $10^{-14} \text{ m}$  im Mittelpunkt des Atoms konzentriert. Dies ist der Atomkern. Die Elektronen bewegen sich in einem viel größeren Abstand von der Größenordnung  $10^{-10} \text{ m}$  um den Kern und bilden die Atomhülle. Kern und Atomhülle besitzen gleich große Ladungen entgegengesetzten Vorzeichens (Kern positiv, Hülle negativ). Die Elektronen werden durch elektrische Anziehungskräfte an den Kern gebunden.

Nach Rutherford besteht ein Atom aus einem kleinen Kern, der fast die gesamte Atommasse in sich vereint, und den Elektronen, die den Kern in grossem Abstand umkreisen. Dazwischen ist leerer Raum. Kern und Elektronen gleichen sich in ihrer Ladung aus.

## Hausaufgabe 9

Wenn ein Atomkern auf die Größe eines Apfels (ca. 7 cm Durchmesser) aufgeblasen werden könnte, wie groß wäre dann im Verhältnis das gesamte Atom?

Veranschaulichung der Größenverhältnisse: Wenn der Atomdurchmesser so groß ist wie der Kölner Dom hoch, dann wäre der Kern so groß wie eine Erbse.

Da die Ladung des Kerns derjenigen der Atomhülle entspricht und diese ein ganzzahliges Vielfaches der Ladung eines Elektrons ist, muß auch die Kernladung ein ganzzahliges Vielfaches der Elektronenladung (mit umgekehrtem Vorzeichen) sein. Rutherford nannte diese **Kernladungszahl**  $Z$ . Geiger erkannte, daß diese Kernladungszahl mit der Ordnungszahl aus der Chemie übereinstimmt.

Kernladungszahl  $Z$  = Ordnungszahl = Anzahl der Elektronen in der Hülle.

Wir erinnern an folgenden (aus FG12 bekannten) Sachverhalt:

Die Ladung des Elektrons ist die kleinste in der Natur beobachtete Ladung. Ihr Absolutbetrag wird daher Elementarladung  $e$  genannt und hat den Wert  $e = 1,6022 \cdot 10^{-19} \text{ C}$ .

Da die in der Atom- und Kernphysik auftretenden Ladungen zumeist kleine Vielfache der Elementarladung sind, gibt man die Ladung von Kernen bzw. Atomhüllen gleich als Vielfaches der Elementarladung, also die Kernladungszahl an. M. a. W. man drückt die Ladung in der Einheit ‚e‘ aus, ohne diese jedoch explizit anzugeben. Zum Beispiel hat Kalzium die Kernladungszahl  $Z = 20$ , da es im Periodensystem an Stelle 20 steht. Die Umrechnung in Coulomb kann dann, wenn überhaupt erforderlich, erfolgen, indem diese Kernladungszahl mit  $e$  multipliziert wird. Bei Kalzium also  $20 \cdot e = 20 \cdot 1,6022 \cdot 10^{-19} \text{ C} = 3,2044 \cdot 10^{-18} \text{ C}$ .

## Hausaufgabe 10

Lesen im **Buch S. 386**, dazu A1 und A3! Lösungshinweis zu A3: Die potenzielle Energie des  $\alpha$ -Teilchens zu Anfang kann als ungefähr 0J angenommen werden.

**Lösung von A3:**  $E_\alpha = r = EN = m$ .

### 2.1.1 Probleme mit dem Rutherford'schen Atommodell

Wieso ist ein Atom stabil? Rutherford nahm zunächst ruhende Elektronen an. Sie werden durch den positiven Kern durch Coulomb-Kräfte angezogen. Warum stürzen die Elektronen nicht in den Kern? Niels Bohr, als Gastwissenschaftler eine zeitlang in Rutherford's Labor tätig, meinte, die Elektronen

müssten sich ähnlich wie die Planeten um die Sonne um den Kern bewegen, um durch ihre Zentrifugalkraft die elektrische Anziehung zu kompensieren. Aber auch dadurch wurde das Stabilitätsproblem nicht wirklich gelöst. Kreisende Elektronen vollführen eine beschleunigte Bewegung. Beschleunigte Ladungen senden (ähnlich wie die schwingenden Elektronen in einer Sendeantenne) ständig elektromagnetische Strahlung aus. Der dadurch hervorgerufene Energieverlust führt zu einer kleineren Kreisbahn, so dass sich die Elektronen binnen kurzer Zeit in den Kern spiralen müßten.

Außerdem konnte das Modell keine Erklärung für die Lichtaussendung (Emission) bzw. Absorption geben, wie sie in Linienspektren beobachtet wurde. Das Licht kann ähnlich wie Rundfunk- und Fernsehwellen als eine elektromagnetische Welle betrachtet werden, d. h. ein periodisch schwingendes elektrisches und magnetisches Feld, das sich mit Lichtgeschwindigkeit im Raum ausbreitet. In einem Spektrum stellt man die Intensität dieser Wellenstrahlung in Abhängigkeit von der Wellenlänge dar. Solche Spektren kann man mit einem Prisma oder, noch besser, mit einem optischen Gitter, aufnehmen. Für reine Elemente ergeben sich nur bei ganz bestimmten, für das jeweilige Element charakteristischen Wellenlängen Linien, während sich beim Sonnenlicht ein kontinuierliches („verschmiertes“) Spektrum ergibt. Sie haben es in Form eines Regenbogens bestimmt schon beobachtet (Buch S. 376).

### Hausaufgabe 11

Berechnen Sie die elektrische Anziehungskraft Elektron – Kern für Wasserstoff (1 Elektron, 1 Proton). Für den Atomdurchmesser können Sie  $10^{-10}$  m annehmen. Welchem Gewicht entspricht die Kraft?

Lösung:  $r=0,5 \cdot 10^{-10}$  m, EN.: = N. Entsprechende Masse:  $m =$

## 2.2 Energiestufen in Atomen

### 2.2.1 Die Linienspektren der Gase

Buch S. 376: Gase (auch die Luft) besitzen einen hohen elektrischen Widerstand, der aber nicht unendlich groß ist. Füllt man ein Gas in eine geschlossene Glasröhre, in die an beiden Enden zwei Elektroden eingelassen sind, so kann man durch Anlegen einer genügend hohen Spannung eine sog. Entladung, d. h. einen kleinen Stromfluss, hervorrufen, s. Bild 2. Das Gas leuchtet dabei auf. Sie kennen diese Gasentladungsröhren als sog. Neonröhren bzw. Energiesparbirnen für die Raumbeleuchtung, aber auch als sog. Natriumdampflampen (gelbliches Licht) für die Straßenbeleuchtung. Im ausgehenden 19. Jahrhundert wurde das Licht dieser Gasentladungsröhren von vielen Forschern untersucht.

Bei der spektralen Zerlegung des Lichts (mit einem Prisma oder einem sog. optischen Gitter) beobachtete man eine Folge von feinen Linien unterschiedlicher Farbe, s. Bild 4. Die Lage dieser Linien (d. h. ihre Wellenlängen) ist charakteristisch für das Füllgas. Aufgrund dieser Tatsache kann man das

Linienspektrum zum Nachweis von Stoffen (nicht nur Elementen) heranziehen (sog. Spektralanalyse).

Bei elektrischen Gasentladungen emittiert das Füllgas Licht nur bei ganz bestimmten Wellenlängen (sog. Linien), die für das jeweilige Gas charakteristisch sind (quasi ein „Fingerabdruck“ des Gases).

Für das Spektrum des Wasserstoffs fand der Baseler Gymnasiallehrer Johann Jakob Balmer im Jahr 1885 empirisch eine Regelmässigkeit, sofern man die Frequenzen (und nicht die Wellenlängen) betrachtet:

**Formel 8 (Balmer-Formel):**  $f_{n2} = R \left( \frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2} \right) \quad n=3, 4, 5\dots$

Dabei ist R eine Konstante (Rydberg-Konstante):  $R=3,28964 \cdot 10^{15} \text{ Hz}$ .

Eine Erklärung für diese Formel konnte Balmer nicht liefern. Die zugehörigen Spektrallinien liegen zum Teil im sichtbaren Spektralbereich. Alle Spektrallinien, die sich aus dieser Formel ergeben, fasst man nach Rydberg zu einer Serie zusammen (hier: Balmer-Serie).

Beispiel: mit  $n=3$  erhalten wir:

$$f_{32} = 3,28964 \cdot 10^{15} \text{ Hz} \cdot \left( \frac{1}{4} - \frac{1}{9} \right) = 3,28964 \cdot 10^{15} \text{ Hz} \cdot \frac{5}{36} = 4,569 \cdot 10^{14} \text{ Hz},$$

entsprechend einer Wellenlänge von  $\lambda_{32} = 656,1 \text{ nm}$  (im roten Bereich).

Der Wasserstoff strahlt jedoch auch in anderen, unsichtbaren Spektralbereichen (Infrarot und UV). Der große Vorteil der Balmer-Formel war, dass sie sich erweitern ließ, um diese bis dato unbekanntens unsichtbaren Linien vorherzusagen. Man braucht dazu nur statt der „2“ eine andere natürliche Zahl einzusetzen. So erhält man die verallgemeinerte Balmer-Formel:

**Formel 9 (verallgemeinerte Balmer-Formel):**  $f_{nm} = R \left( \frac{1}{m^2} - \frac{1}{n^2} \right)$

mit 2 natürlichen Zahlen m und n, wobei  $n > m$  vorausgesetzt sei.

Beispiel: mit  $m=1$  und  $n=3$  erhalten wir:

$$f_{31} = 3,28964 \cdot 10^{15} \text{ Hz} \cdot \left( 1 - \frac{1}{9} \right) = 3,28964 \cdot 10^{15} \text{ Hz} \cdot \frac{8}{9} = 2,924 \cdot 10^{15} \text{ Hz},$$

entsprechend einer Wellenlänge von  $\lambda_{31} = 102,5 \text{ nm}$  (im UV-Bereich).

Die Serien, die sich für verschiedene m-Werte ergeben, werden nach ihren Entdeckern benannt:

- m=1: Lyman-Serie
- m=2: Balmer-Serie
- m=3: Paschen-Serie
- m=4: Brackett-Serie

Eine Erklärung der Balmer Formel gelang erst dem Dänen Niels Bohr, der die von Planck geborene Idee der Photonen mit den Linienspektren kombinierte.

Den Linien im Spektrum entsprechen dann Photonen mit einer bestimmten Energie  $E_{ph} = h \cdot f$ . Wenn die Atome Energie in bestimmten Portionen aussenden, verringert sich ihre Energie um genau den Betrag, den das Photon mitnimmt. Es liegt dann nahe, dass die (innere) Energie der Atome nur bestimmte Werte (Energieniveaus, Energiestufen) annimmt. Die Entstehung der Spektrallinien ließe sich dann so erklären: Die Energie des Atoms verringert sich von der (oberen) Stufe  $n$  (mit der Energie  $E_n$ ) zur (unteren) Stufe  $m$  (mit Energie  $E_m$ ). Die Energiedifferenz  $\Delta E_{nm} = E_n - E_m = h \cdot f_{nm}$  wird als Photon abgestrahlt. Kombinieren wir dies mit der verallgemeinerten Balmer-Formel, erhalten wir:

$$\Delta E_{nm} = h \cdot f_{nm} = h R \left( \frac{1}{m^2} - \frac{1}{n^2} \right)$$

Wenn dieses nun gleich  $E_n - E_m$  sein soll, so müssten wir ansetzen:

$$E_n = -h \cdot R \frac{1}{n^2}$$

und entsprechend für  $E_m$ . Die neue Konstante  $h \cdot R$  lässt sich leicht berechnen:

$6,6261 \cdot 10^{-34} \text{ Js} \cdot 3,28964 \cdot 10^{15} \text{ Hz} = 2,1797 \cdot 10^{-18} \text{ J}$  oder umgerechnet in eV:  $2,1797 \cdot 10^{-18} \text{ J/e} = 13,60 \text{ eV}$ . So erhalten wir die Bohrsche Energieformel (für das Wasserstoff-Atom):

$$\text{Formel 10: } E_n = -13,6 \text{ eV} \frac{1}{n^2} \quad (n=1, 2, 3\dots)$$

Diese Energiestufen sind in Bild 5 (Buch S. 377) dargestellt.

Grenzwert für  $n \rightarrow \infty$ ?

Das Minuszeichen ist dadurch zu erklären, dass das Wasserstoff Atom weniger Energie enthält als ein Elektron und ein Proton getrennt (in „unendlicher“ Entfernung voneinander und in Ruhe). Setzt man die Energie der beiden getrennten Teilchen zu 0 an, so hat das Wasserstoff-Atom als ein gebundenes System weniger Energie, also negative Energiewerte. Man sieht das am besten durch den Umkehrschluß ein: Um das Elektron vom Wasserstoffkern (Proton) abzulösen, muss man Energie aufbringen (zuführen), da das Elektron ja vom Proton elektrisch angezogen wird (Coulomb-Kraft). Wenn die Energie am Ende 0 sein soll, muss sie ja am Anfang geringer gewesen sein.

Im Wasserstoffatom kann das Elektron nur bestimmte Energiewerte (Energieniveaus, Energiestufen) annehmen. Sie lassen sich nach der Formel  $E_n = -13,6 \text{ eV}/n^2$  berechnen. Beim Übergang von einer höheren Energiestufe  $E_n$  zu einer niedrigeren Stufe  $E_m$  wird die Energiedifferenz als Photon mit der Energie  $h \cdot f_{nm} = E_n - E_m$  abgestrahlt.



## Hausaufgabe 12

Berechnen Sie die ersten 4 Spektrallinien der Lyman-Serie (Frequenz, Photonenenergie in eV und Wellenlänge in nm). Tabelle:

m	n	f	E	$\lambda$

Lösung (nach Grenzwert für  $n \rightarrow \infty$  fragen):

### 2.2.2 Der Franck-Hertz Versuch

**Buch S. 378:** Der Versuch zeigt, dass die Atome (des Quecksilbers) die Energie der auftreffenden Elektronen nur in bestimmten Portionen (4,9 eV) aufnehmen können.

## 2.3 Das Bohrsche Atommodell

**Buch S. 387:** Niels Bohr (1885 – 1962) versuchte, das Wissen seiner Zeit über die Atome in einem konsistenten Modell zusammenzufassen. Das Stabilitätsproblem des Rutherford'schen Modells (s. 2.1.1) löste er radikal durch zwei Postulate, die er um 1913 mehr intuitiv aufstellte und die dann die bisherigen Vorstellungen vom Atom in den Grundzügen „retten“ sollten. Dabei war jedoch ein radikaler Bruch mit der klassischen Physik unvermeidlich.

### 2.3.1 Das erste Bohrsche Postulat

Aus der Tatsache, dass es ja stabile Atome gibt, schloss Bohr, dass sich die Elektronen nur auf ganz bestimmten (**stationären**) Bahnen bewegen konnten, auf denen keine Abstrahlung von Energie (in Form elektromagnetischer Strahlung) stattfand. M. a. W. Bohr „verbot“ den Elektronen, Energie abzustrahlen, um so zu einem Atommodell zu kommen, das, wenn schon nicht mit der klassischen Physik, so doch wenigstens mit der Wirklichkeit in Übereinstimmung war.

Charakteristisch für die Bahn ist der Kernabstand  $r_n$ , der nach Bohr nur bestimmte Werte annehmen darf. Der Index  $n$  steht dabei für eine natürliche Zahl (sog. **Hauptquantenzahl**), die die erlaubten Werte abzählt. Die Radien  $r_n$  der Elektronenbahnen sollten nach Bohr der Bedingung

**Formel 11:**  $2 \pi m_e r_n v_n = n \cdot h$  (1. Bohrsches Postulat)

genügen. Dabei ist

$m_e$  die Elektronenmasse ( $9,11 \cdot 10^{-31}$  kg)

$v_n$  die Bahngeschwindigkeit des Elektrons im Abstand  $r_n$  vom Kern

$n$  eine natürliche Zahl (1, 2, 3...), die sog. **Hauptquantenzahl**, und  $h$  die **Plancksche Konstante**.

1. Bohrsches Postulat: Die Radien der stationären Bahnen der Elektronen sind nach Bohr durch die Quantenbedingung  $2 \pi m_e r_n v_n = n \cdot h$  festgelegt. Die natürliche Zahl  $n$  heißt Hauptquantenzahl. Zwischenwerte sind nicht möglich.

Wenn ein Elektron im Abstand  $r_n$  den Kern umkreist, hat es kinetische Energie und potentielle Energie (im Feld des positiven Kerns), deren Summe die Gesamtenergie ergibt. Die Gesamtenergie ist aber, wie wir später noch sehen werden, vom Kernabstand  $r_n$  abhängig. Damit konnte auch die Energie der Elektronen nur bestimmte Werte  $E_n$  annehmen (Quantelung der Energie). Die Energiewerte  $E_n$ , die zu den Radien  $r_n$  gehören, bezeichnet man als **Energiezustände, Energieniveaus** oder auch **Energiestufen**.

Bohr konnte keine strenge Herleitung oder Begründung für diese Bedingung geben. Dies war natürlich ein großer Makel, der viele seiner Kollegen äußerst skeptisch gegenüber seinem Atommodell machte.

Stationäre Bahnen:

- keine Energieabstrahlung (wie nach der klassischen Physik zu erwarten);
- nur ganz bestimmte Kernabstände  $r_n$ ;
- nur ganz bestimmte Geschwindigkeiten  $v_n$  des Elektrons;
- nur ganz bestimmte Energiewerte  $E_n$  (Energiestufen).

### 2.3.2 Das zweite Bohrsche Postulat

Die Elektronen können nach Bohrs Vorstellung von einer stationären Bahn auf eine andere springen. Mit diesem Übergang, auch **Quantensprung** genannt, ist somit auch ein Übergang von einem Energiezustand in einen anderen verbunden. Nur bei solchen Zustandsänderungen „darf“ das Atom strahlen. Strahlung wird abgegeben, wenn der anfängliche Energiezustand höher ist als der Endzustand (Emission, d. h. ein Sprung von außen nach innen), im umgekehrten Fall nimmt das Atom Strahlung auf (Absorption).

Für die modellmäßige Vorstellung [Fotokopie „Quantensprünge im H-Atom“ austeilen](#).

Für die Energie eines Strahlungsquants  $h \cdot f$  stellte Bohr die sog. **Frequenzbedingung** auf.

**Formel 12:**  $h \cdot f_{nm} = |\Delta E_{nm}| = |E_n - E_m|$  (2. Bohrsches Postulat)

Bei der Emission trägt das Strahlungsquant den Differenzbetrag der Energie mit sich fort. Umgekehrt wird bei der Absorption dem Atom (d. h. einem Elektron) Energie zugeführt, die gerade dem Differenzbetrag zwischen zwei Elektronenbahnen entsprechen muss.

2. Bohrsches Postulat: Bei dem Quantensprung eines Elektrons von der Energiestufe mit der Gesamtenergie  $E_n$  auf die Energiestufe mit der Gesamtenergie  $E_m$  werden Strahlungsquanten absorbiert ( $E_n < E_m$ ) bzw. emittiert ( $E_n > E_m$ ). Die Frequenz  $f$  der Strahlungsquanten genügt dabei der Bedingung  $h \cdot f_{nm} = |E_n - E_m|$ .

Solche sprunghaften Änderungen sind kommen in der klassischen Physik nicht vor, sie sind aber charakteristisch für die Physik der Atome und Kerne (mikroskopische Betrachtung). Daher wird für die Atom- und Kernphysik auch der Oberbegriff **Quantenphysik** benutzt.

### 2.3.3 Anwendung auf das Wasserstoff Atom

Das Wasserstoff Atom ist das einfachste Atom. Sein Kern besteht nur aus einem Kernteilchen, einem Proton (mit Ladung  $+e$ ), und dementsprechend befindet sich in der Atomhülle nur ein Elektron ( $-e$ ). Die Kernladungszahl  $Z$  (=Ordnungszahl) ist also 1, d. h. Wasserstoff ist das erste Element im Periodensystem der Elemente. Die Anwendung der physikalischen Modellvorstellungen auf das Wasserstoffatom gestaltet sich von daher besonders einfach.

#### 2.3.3.1 Stationäre Elektronenbahnen

**Buch S. 388:** Es gilt nun, die Radien der stationären Bahnen zu bestimmen. Für ein kreisendes Elektron wird die Radialkraft ( $m_e v^2/r$ ) durch die Coulomb-Kraft aufgebracht. Für eine Kreisbahn müssen die Beträge beider Kräfte gleich groß sein:

$$\frac{e^2}{4 \pi \epsilon_0 r^2} = \frac{m_e v^2}{r}$$

Multiplizieren wir die Gleichung mit  $4\pi\epsilon_0 r^2$ , so erhalten wir:

$$e^2 = 4 \pi \epsilon_0 r m_e v^2 = 2 \epsilon_0 v (2 \pi m_e r v)$$

In dieser, nach der klassischen Physik hergeleiteten Gleichung können  $r$  und  $v$  noch *beliebige* Werte annehmen. Die Quantisierung der Werte kommt nun dadurch zustande, dass der Klammerausdruck gerade das 1. Bohrsche Postulat beinhaltet und er wird nun durch  $n \cdot h$  ersetzt:

$$e^2 = 2 \epsilon_0 v_n (n \cdot h)$$

Die Bahngeschwindigkeit eliminieren wir ebenfalls mit Hilfe des 1. Bohrschen Postulats, indem wir dieses nach  $v$  auflösen:

$$v_n = \frac{n h}{2 \pi m_e r_n}$$

Einsetzen ergibt:

$$e^2 = 2 \epsilon_0 \frac{n h}{2 \pi m_e r_n} (n \cdot h) = \frac{\epsilon_0 n^2 h^2}{\pi m_e r_n}$$

Schließlich lösen wir nach  $r_n$  auf und erhalten:

$$\text{Formel 13: } r_n = \frac{\epsilon_0 h^2}{\pi m_e e^2} n^2$$

$r_n$  ist also von der Form  $\text{const} \cdot n^2$ . Die Konstante lässt sich berechnen. Mit

$$h = 6,6261 \cdot 10^{-34} \text{ Js,}$$

$$\epsilon_0 = 8,8542 \cdot 10^{-12} \text{ C}^2/(\text{Nm}^2),$$

$$e = 1,6022 \cdot 10^{-19} \text{ C,}$$

$$m_e = 9,1094 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$$

ergibt sich  $5,292 \cdot 10^{-11} \text{ m}$  (1. Bohrscher Radius). Wir erhalten also:

$$\text{Formel 14: } r_n = 5,292 \cdot 10^{-11} \text{ m} \cdot n^2$$

Für  $n=1$  spricht man vom **Grundzustand**, den das Wasserstoffatom normalerweise annimmt. Wir erhalten dann einen Atomradius (den ersten Bohrschen Radius) von  $5,292 \cdot 10^{-11} \text{ m}$  oder einen Atomdurchmesser von  $10,583 \cdot 10^{-11} \text{ m}$ , also rund  $10^{-10} \text{ m} = 0,1 \text{ nm}$ . Bei höheren Werten von  $n$  spricht man von angeregten Zuständen. Für die Radien gilt:

Die Radien der stationären Elektronenbahnen verhalten sich wie die Quadrate der Hauptquantenzahlen:  $r_n \sim n^2$ . Für den Grundzustand ( $n=1$ ) ergibt sich ein Atomdurchmesser von rund  $10^{-10} \text{ m}$ .

### Hausaufgabe 13

Berechnen Sie die Radien des Wasserstoffatoms bis  $n=6$  und tragen Sie sie auf einer linearen Skala nach rechts ein ( $10^{-9} \text{ m} \hat{=} 10 \text{ cm}$ ). Lassen Sie darunter mindestens 15 cm Platz.

#### 2.3.3.2 Stationäre Energiezustände

Die stationären Energiewerte (d. h. die Energiewerte des Elektrons auf den stationären Bahnen) sind deswegen besonders aufschlussreich, da sie im Gegensatz zu den Bahnradien einer direkten Messung zugänglich sind. Somit lassen sich die Aussagen des Bohrschen Atommodells experimentell überprüfen. Dagegen hat man die Vorstellung einer Elektronenbahn (wie etwa die Bahnen der Planeten um die Sonne) in der Physik mittlerweile fallengelassen.

Die Gesamtenergie des Elektrons ist die Summe aus kinetischer und potentieller Energie. Bohr fand dafür die Formel (vgl. **Buch S. 388**):

$$\text{Formel 15: } E_n = - \frac{m_e e^4}{8 \epsilon_0^2 h^2} \cdot \frac{1}{n^2}$$

Die Konstante ergibt sich zu  $-2,180 \cdot 10^{-18} \text{ J}$ .

Anm.: Für eine stabile Berechnung der Konstanten eignet sich folgende Formel besser:  $(e/\epsilon_0)^2 \cdot (e/h)^2 \cdot m_e/8$ .

$$\text{Einheitennachw.: } \frac{C^4 \text{ kg}}{\left(\frac{C^2}{N \text{ m}^2}\right)^2 \cdot (Js)^2} = \frac{C^4 \text{ kg N}^2 \text{ m}^4}{C^4 \text{ J}^2 \text{ s}^2} = \frac{\text{kg m}^2 \text{ N}^2 \text{ m}^2}{\text{s}^2 \text{ J}^2} = \frac{\text{J} \cdot (\text{Nm})^2}{\text{J}^2} = \text{J}$$

Für die Atom- und Kernphysik ist die Einheit Elektronvolt (eV) angemessener. Der Umrechnungsfaktor wurde bereits genannt:  $1 \text{ eV} = 1,6022 \cdot 10^{-19} \text{ J}$ . Damit ergibt sich dann  $-13,606 \text{ eV}$ . Die Energiewerte ergeben sich dann zu

**Formel 16:**  $E_n = -13,6 \text{ eV} \cdot 1/n^2$

Die Konstante  $-13,6 \text{ eV}$  hatten wir bereits in Zusammenhang mit der Balmer-Formel kennengelernt. Sie ergab sich aus dort aus  $-h \cdot R$ , s. S. 16. Durch Gleichsetzen erhalten wir:

$$-h \cdot R = - \frac{m_e e^4}{8 \epsilon_0^2 h^2} \quad | : (-h)$$

$$R = \frac{m_e e^4}{8 \epsilon_0^2 h^2} \cdot \frac{1}{h} = 2,18 \cdot 10^{-18} \text{ J} \cdot \frac{1}{h} = 3,290 \cdot 10^{15} \text{ Hz}$$

Damit konnte Bohr die zuvor nur aus Messungen, also empirisch bestimmte Rydberg-Konstante auf bekannte fundamentale Naturkonstanten zurückführen – ein schöner Erfolg seiner neuen Theorie!

Ein Wort zum Vorzeichen: Die Gesamtenergie ist nach dieser Formel immer negativ. Das liegt an der (willkürlichen) Festlegung, dass die Gesamtenergie eines Elektron in unendlicher Entfernung (und in Ruhe) Null sein soll. In endlicher Entfernung ist die Energie geringer, da das Elektron vom Atomkern angezogen wird. Man sieht dies besser ein, wenn man umgekehrt argumentiert und das Elektron vom Atom ablösen will (sog. Ablösearbeit). Um das Elektron im Abstand  $r$  vom Atom vollständig abzulösen (d. h. in unendliche Entfernung zu bringen), muss eine Arbeit, die **Ablösearbeit**, gegen die anziehende Wirkung der Coulomb-Kraft aufgewendet werden. Soll gemäß Festlegung die Energie dann Null sein, so muss sie vorher geringer gewesen sein, also negativ. Die negativen Energiewerte zeigen ganz allgemein ein **gebundenes System** (Elektron – Kern, ebenso Erde – Mond, Sonne – Erde) an. Ist die Gesamtenergie gerade Null, so ist die Bindung gerade eben aufgehoben (nur theoretischer Fall). Ist die Gesamtenergie positiv, ist das Elektron abgelöst und hat zusätzlich noch kinetische Energie (= positive Gesamtenergie).

*Herleitung der Bohr'schen Energieformel:*

*Aus FG12 (Elektrostatik) kennen wir bereits die Formel für die potentielle Energie einer Ladung im Radialfeld einer anderen. Mit  $q_1 = e$  (Proton) und  $q_2 = -e$  (Elektron) erhält man:*

$$E_{\text{pot}} = - \frac{1}{4 \pi \epsilon_0} \frac{e^2}{r}$$

Aus der Gleichsetzung von Coulomb-Kraft und Radialkraft fanden wir in Abschnitt 2.3.3.1:

$$\frac{e^2}{4 \pi \epsilon_0 r^2} = \frac{m_e v^2}{r}$$

Daraus lässt sich leicht die kinetische Energie des Elektrons  $E_{kin} = \frac{1}{2} m v^2$  ableiten, indem wir die Gleichung mit  $r/2$  durchmultiplizieren:

$$E_{kin} = \frac{e^2}{8 \pi \epsilon_0 r} \quad \text{N. B.: } E_{kin} = \frac{1}{2} |E_{pot}|$$

Die Summe beider Ausdrücke ergibt dann die Gesamtenergie des Elektrons:

$$E_{ges} = - \frac{e^2}{8 \pi \epsilon_0 r}$$

Bis hierher ist das noch ein rein nach der klassischen Physik abgeleitetes Resultat. Der Abstand  $r$  kann hierbei jeden beliebigen positiven Wert annehmen.

Die Atomphysik kommt nun ins Spiel, indem wir für  $r$  die Bohrschen Radien  $r_n = \frac{\epsilon_0 h^2}{\pi m_e e^2} n^2$  einsetzen (den Zusatz „ges“ lassen wir fortan weg):

$$E_n = - \frac{e^2}{8 \pi \epsilon_0} * \frac{\pi m_e e^2}{\epsilon_0 h^2} * \frac{1}{n^2} = - \frac{m_e e^4}{8 \epsilon_0^2 h^2} * \frac{1}{n^2}$$

Für das Wasserstoffatom lassen sich die Energiewerte  $E_n$  des Elektrons auf den stationären Bahnen im Bohrschen Modell berechnen nach der Formel

$$E_n = -13,6 \text{ eV} * 1/n^2$$

Sie verhalten sich wie die Kehrwerte der Quadrate der Hauptquantenzahl  $n$ .

Im Grundzustand ist die Energie  $-13,6 \text{ eV}$ .

### Hausaufgabe 14

- a) Berechnen Sie tabellarisch die Energiewerte (in eV) des Elektrons bis  $n = 6$  und tragen Sie sie in das Diagramm der vorigen Hausaufgabe beim entsprechenden Radius  $r_n$  nach unten ein ( $10 \text{ eV} \hat{=} 10 \text{ cm}$ ). Tragen Sie in die Tabelle auch die (positiven) Energiedifferenzen zum Grundzustand ein. Tabellenaufbau:

n	$r_n$ (vorige HA)	$E_n$ [eV]	$E_n - E_1$ [eV]	$W_{pot}(r_n)/2$ [eV]
1		-13,6	./.	
2				

- b) Berechnen Sie die potenzielle Energie des Elektrons im Feld des Kerns nach der klassischen Formel (s. Elektrostatik) bei den Abständen  $r_n$ , ebenfalls in eV. Nehmen Sie davon die Hälfte. Tragen Sie diese Werte mit in die Tabelle ein.

### 2.3.3.3 Höhere Energieniveaus

**Buch S. 388 A7.** Das Elektron verbleibt normalerweise in seinem Grundzustand. Es kann erst durch Energiezufuhr („Anregung“) auf eine höhere Bahn angehoben werden. Diese höheren Bahnen sind jedoch nicht stabil, das Elektron fällt praktisch sofort (etwa  $10^{-8}$  s) vorzugsweise in den Grundzustand zurück. Dabei wird Strahlung („Licht“) ausgesandt. Der Rücksprung kann in mehreren Schritten erfolgen. Dabei können auch Energiestufen übersprungen werden.

Die Energieanregung kann erfolgen durch

- Erwärmung: Kohlenstoff- oder Natrium Atome werden bereits bei der Temperatur einer Kerzenflamme in den angeregten Zustand versetzt und senden bei ihrem Rückfall in den Grundzustand Licht aus. Bei vielen anderen Atomen sind noch höhere Temperaturen erforderlich. Die Energie stammt aus den Zusammenstößen der Atome, die sich durch die hohe Temperatur sehr schnell bewegen (kinetische Energie).
- Elektronenstoß: Durch Beschuß mit Kathodenstrahlen (schnelle Elektronen) können Atome angeregt werden. Sichtbar wird diese Form der Anregung bei Gasentladungen (Na-Dampf Lampen als Straßenbeleuchtung). Diese Form der Anregung ist insofern wichtig, als dass sich die Energie der Elektronen gut steuern läßt.
- Bestrahlung: Es gibt Stoffe, die durch Bestrahlung mit Licht selbst zu Aussendung von Strahlung (mit einer längeren Wellenlänge) veranlaßt werden können. Diese Eigenschaft wird als **Fluoreszenz** bezeichnet. Anwendungsbeispiel: die innere Beschichtung von Leuchtstoffröhren.

Wird genügend Energie zugeführt, kann das Elektron auch ganz vom Kern weggestossen werden. Diesen Vorgang nennt man **Ionisation**, den verbliebenen Atomrumpf (beim Wasserstoff ist es nur ein Proton) ein **Ion**. Die zur Ionisierung nötige Energie nennt man **Ionisierungsenergie** (normalerweise für eines der äußersten Elektronen).

### 2.3.4 Linienspektrum des Wasserstoffs

Die Energiedifferenz zweier Energieniveaus kann mit Spektrographen gemessen werden als Wellenlänge der emittierten bzw. absorbierten Strahlungsquanten. Somit besteht hier eine Möglichkeit, die Vorhersagen des Bohrschen Atommodells experimentell zu testen. In der Physik haben nur solche Theorien eine Berechtigung, die sich in Experimenten überprüfen lassen. Wir betrachten hier den Fall der **Emission**. Das Elektron fällt dann von einem Anfangszustand mit der Hauptquantenzahl  $n$  in einen (energetisch

tieferen) Endzustand mit der Hauptquantenzahl  $m$ . Die Energiedifferenz zwischen den Niveaus  $n$  und  $m$  ist gegeben durch

**Formel 17:**  $E_n - E_m = \Delta E = 13,6 \text{ eV} (1/m^2 - 1/n^2)$  wobei  $n > m$  sei.

*Anm.: Bei der Absorption eines Lichtquants ist die Hauptquantenzahl des Anfangsniveaus ( $n$ ) kleiner als die des Endniveaus ( $m$ ). Die Energiedifferenz kommt dann negativ heraus. Das spielt weiter keine Rolle, da nach Bohr's 2. Postulat die Frequenz (und Wellenlänge) aus dem Betrag der Energiedifferenz berechnet werden soll.*

Hieraus lassen sich nach dem 2. Bohrschen Postulat die Frequenz der Strahlung berechnen:  $f = |\Delta E| / h$ . Mit  $R = 13,606 \text{ eV} / (h/e) = 3,290 \cdot 10^{15} \text{ Hz}$  erhalten wir:

$$f_{nm} = R \cdot \left( \frac{1}{m^2} - \frac{1}{n^2} \right) \quad (= \text{Formel 9})$$

Damit konnte Bohr die (sogar verallgemeinerte) Balmer Formel herleiten und „ganz nebenbei“ auch den Wert der Rydberg-Frequenz, der zuvor nur empirisch bestimmt werden konnte, auf fundamentale Naturkonstanten zurückführen (vgl. **Buch S. 376**, Rydberg-Frequenz)!

Dies sowie die nach obiger Formel berechneten Frequenzen, die in guter Übereinstimmung mit den bereits lange vorher (Ende des 19. Jahrhunderts) gemessenen Frequenzen standen (vgl. **Buch S. 388** Kasten 1), stellten für Bohrs Atommodell eine starke Stütze dar. Die anfängliche Skepsis vieler Physiker gegenüber Bohrs Postulaten, die ja quasi vom Himmel fielen, wurde durch diese Erfolge in den Hintergrund gedrängt.

### Hausaufgabe 15

Im Wasserstoff-Spektrum werden drei Linien bei den Wellenlängen  $\lambda = 102,5 \text{ nm}$ ,  $656,4 \text{ nm}$  und  $1,875 \mu\text{m}$  gefunden. Ordnen Sie ihnen die Hauptquantenzahlen des Quantensprungs zu.

Lösungshilfe: Höhere Werte als 5 kommen nicht vor. Legen Sie eine quadratische  $n \times m$  Tabelle mit den 10 möglichen  $\Delta E_{nm}$  Werten an.

Lösung:

Tabelle:

### 2.3.5 Zusammenfassende Bewertung des Bohrschen Atommodells

Das Bohrsche Atommodell hat sich bei der Beschreibung folgender durch Experimente bereits bekannter Sachverhalte gut bewährt:

- Der Durchmesser des Wasserstoff-Atoms kann theoretisch berechnet werden. Der Wert stimmt gut mit den Ergebnissen klassischer Versuche überein.



- Das Spektrum des Wasserstoff-Atoms kann berechnet werden. Die Werte (der Wellenlängen) stimmen sehr gut mit Versuchsergebnissen überein.
- Die früher nur experimentell ermittelte Rydberg-Konstante kann auf andere, grundlegende Naturkonstanten zurückgeführt werden.
- Auch die berechneten Ionisierungsenergien stimmen gut mit gemessenen Werten überein.

Allerdings weist das Bohrsche Atommodell auch einige Unzulänglichkeiten auf:

- Für die Bohrschen Postulate lässt sich keine stichhaltige Begründung geben.
- Es ist nicht möglich, die Spektren von Atomen mit mehreren Elektronen richtig zu berechnen.
- Einige Spektrallinien, die zunächst einfach erscheinen, erweisen sich „bei genauerem Hinsehen“ (d. h. mit hochauflösenden Spektroskopen) als zwei eng benachbarte Linien. Dieser Effekt wird als **Feinstruktur der Spektrallinien** bezeichnet. Hierfür liefert das Bohrsche Atommodell keine Erklärung.

Aus diesen Gründen sahen sich die Physiker veranlasst, das Bohrsche Atommodell zu verfeinern.

### Hausaufgabe 16

Buch S. 388 A8.

## 2.4 Weiterentwicklung des Bohrschen Atommodells

Das Bohrsche Atommodell in der bisher dargelegten Form konnte einige Beobachtungen noch nicht zufriedenstellend erklären. Insbesondere die Feinstruktur des Wasserstoff-Spektrums (das sind sehr eng beieinander liegende Spektrallinien, die erst mit hochauflösenden Spektroskopen erkennbar werden) gab den Physikern Rätsel auf. Daher versuchte man, das Atommodell noch zu verbessern.

### 2.4.1 Sommerfelds Erweiterung des Bohrschen Atommodells

Arnold Sommerfeld erweiterte Bohrs Modell dahingehend, daß für die Elektronen nun auch Ellipsenbahnen zugelassen wurden (ähnlich den Planetenbahnen). Während ein Kreis allein durch seinen Radius bestimmt ist, benötigt man zur Festlegung einer Ellipse zwei Bestimmungsstücke, z. B. die große und kleine Halbachse. Die große Halbachse wird dabei durch die Hauptquantenzahl  $n$  festgelegt. Für die kleine Halbachse wird die **Nebenquantenzahl**  $\ell$  neu eingeführt. Die Nebenquantenzahl  $\ell$  kann die Werte 0, 1, ...  $n-1$  annehmen, also  $n$  Werte.

Beispiele: für  $n = 1$  kommt nur  $\ell = 0$  in Frage. Für  $n = 4$  kann  $\ell$  die Werte 0, 1, 2 und 3 annehmen (4 Stück).

Für den größten Wert von  $\ell$  (also  $n-1$ ) ergeben sich auch in Sommerfelds Modell wieder Kreisbahnen mit den gleichen Radien wie in Bohrs Modell. Für kleinere  $\ell$ -Werte werden die kleinen Halbachsen immer kleiner, während die große Halbachse gleich bleibt, da sie nur von  $n$  abhängt. Die Ellipsen werden also immer stärker abgeplattet, je kleiner  $\ell$  ist.

[Folie Ellipsenbahnen \(Ellipsenbahnen.png\), oberer Teil, Kopien verteilen](#)

Physikalisch betrachtet kann die Nebenquantenzahl mit dem Drehimpuls des Elektrons in Beziehung gesetzt werden. Nach der klassischen Physik hat ein Massenpunkt, der sich im Abstand  $r$  um einen Drehpunkt mit der Bahngeschwindigkeit  $v$  bewegt, einen Drehimpuls  $L = m r v$ . In der Quantenmechanik ist diese klassische Formel so nicht mehr gültig. Wegen der Kompliziertheit des Problems werden wir auf eine quantenmechanische Behandlung des Drehimpulses verzichten.

### Hausaufgabe 17

Erläutern Sie die Bedeutung der Haupt- und Nebenquantenzahl im Bohr-Sommerfeldschen Atommodell! Geben Sie die jeweiligen Wertebereiche an!

Alle zu einer Hauptquantenzahl  $n$  gehörenden Bahnen fasst man zu einer Gruppe, einer sog. **Schale**, zusammen. Diese Schalen werden aus historischen Gründen mit großen Buchstaben ab K bezeichnet. Die nebenstehende Tabelle gibt dazu eine Übersicht. Die Schalen finden sich im Periodensystem in den Zeilen wieder, indem nämlich in der ersten Spalte eine neue Schale „angebrochen“ wird.

n	Schale
1	K
2	L
3	M
4	N
5	O
6	P
7	Q

Die Energieniveaus im Bohr-Sommerfeldschen Modell sind bei klassischer (nichtrelativistischer) Rechnung bei Wasserstoff genau die gleichen wie in Bohr's ursprünglichem Modell. Insofern scheint die Sommerfeldsche Erweiterung auf Ellipsenbahnen zunächst keine Verbesserung zu bringen. Das ändert sich, wenn man eine relativistische Betrachtung durchführt. Wir wissen, daß die Planeten auf den Ellipsenbahnen nicht mit konstanter Umlaufgeschwindigkeit um die Sonne laufen. In Sonnennähe (starke Krümmung der Ellipse) ist ihre Geschwindigkeit höher als weit von der Sonne entfernt. Damit ist die kin. Energie entlang der Bahn nicht mehr konstant. Gleiches trifft auch auf die Elektronenbahnen in Sommerfelds Modell zu. Mit der kin. Energie variiert auch die Gesamtenergie und via  $E = m c^2$  auch die Elektronenmasse. Durch diesen Effekt weichen die Energien der Elektronenbahnen zu verschiedenen  $\ell$ -Werten doch leicht voneinander ab. Damit konnte die Feinstruktur in den Spektren teilweise erklärt werden.

Ein weiterer Effekt kommt hinzu: Wenn sich das Elektron um den Atomkern bewegt, bewegt sich eine (negative) Elementarladung. Eine bewegte Ladung stellt einen (winzigen) Strom dar, der ein Magnetfeld erzeugt. Man weiß

außerdem aus anderen Experimenten, dass sich auch das freie Elektron wie ein kleiner Stabmagnet verhält. Modellhaft kann man sich vorstellen, daß das Elektron um seine eigene Achse rotiert. Für diese Eigenrotation hat sich der englische Begriff „**Spin**“ eingebürgert. Wir wissen bereits (aus BG12), dass ein Stabmagnet dazu „neigt“, sich in einem Magnetfeld auszurichten. Unter dem Aspekt der Energie gesehen, verringert er auf diese Weise seine Energie. Aus der Sicht des Elektrons sieht es so aus, daß der Kern um das Elektron herumfliegt (genauso wie wir auf der Erde sehen, dass sich die Sonne um unsere Erde dreht). Das fliegende Proton des Kerns stellt ebenfalls einen Strom dar, der ein Magnetfeld am Ort des Elektrons erzeugt, in dem sich der Stabmagnet Elektron ausrichten „will“. Durch die Wechselwirkung der beiden Magnetfelder (einerseits das durch die Bahnbewegung des Protons hervorgerufene, andererseits das Eigenmagnetfeld des Elektrons) kommt es zu geringen Verschiebungen der Energieniveaus.

Wenn man beide Effekte, die relativistische Massenänderung des Elektrons auf seiner Umlaufbahn und den Spin des Elektrons, berücksichtigt, kommt man zu leicht veränderten Energieniveaus, die in hervorragender Übereinstimmung mit gemessenen Daten (sprich Wellenlängen des Spektrums) sind. Die Feinstruktur des Wasserstoffspektrums konnte dadurch erklärt werden. Somit hat sich die Sommerfeldsche Erweiterung doch als nützlich erwiesen. Es sei hier schon erwähnt, dass sich das Bohr-Sommerfeldsche Modell auch bei wasserstoffähnlichen Atomen höherer Ordnungszahl sehr gut bewährt hat (soll heißen: innen abgeschlossene Schalen und ein Außenelektron, Alkali Metalle in der 1. Spalte des Periodensystems).

Die hier nur vereinfacht und anschaulich wiedergegebenen Effekte führen allerdings zu einer komplizierten Formel für die Energieniveaus, die den Rahmen der Schulphysik bei weitem sprengt.

Der Einfluß der Nebenquantenzahl  $\ell$  kann jedoch qualitativ angegeben werden. Mit steigendem  $\ell$  steigt auch die Energie (geringfügig) an. Die Energieabstände sind jedoch normalerweise viel geringer als die Abstände der Energieniveaus, die zu verschiedenen Hauptquantenzahlen gehören. Ein Energieniveau des Bohrschen Atommodells spaltet sich also unter Berücksichtigung dieser Effekte in  $n$  nahe beieinander liegende Niveaus auf. Daher kommt auch die Vorstellung von den „Schalen“. Sie sind also nicht räumlich, sondern auf der Energieskala gemeint. Bei höheren Hauptquantenzahlen (ab 4) kommt es jedoch zunehmend zu Überlappungen. Nach der „Quantenzahlsystematik“ hätte die M-Schale 18 ( $2 + 6 + 10$ ) Zustände, nach der Energie zu urteilen gehören aber nur die 3s und 3p Zustände zur M-Schale (=8 Zustände), die 3p Unterschale liegt auf der Energieskala bereits in der N-Schale. Wir kommen bei der Besprechung des Periodensystems auf diese Feinheit zurück. Vorerst vereinbaren wir, dass wir unter „Schale“ die sich aus der Quantenzahlsystematik ergebenden Zustände zusammenfassen, andernfalls werden wir von „Energieschale“ sprechen.

[Folie Energieleiter \(Bohrsche\\_Energieleiter.vsd\)](#), [Kopien verteilen](#)

Wir merken uns:

In dem Bohr-Sommerfeldschen Atommodell wird die Nebenquantenzahl  $\ell$  neu eingeführt. Zu gegebenem  $n$  kann sie die  $n$  Werte  $0, 1, \dots, n-1$  annehmen. Sie gibt die Abplattung der Bahnellipsen an und steht in enger Beziehung zu dem Drehimpuls des Elektrons. Sie führt zu geringfügig abweichenden Energieniveaus, die mit steigender Nebenquantenzahl ansteigen.

**Übungsaufgabe:** Beim Chrom Atom spaltet die L-Schale in zwei Energieniveaus auf, die 5414 eV bzw. 5405 eV über dem Grundzustand liegen. Das höhere Niveau entspricht dem 2p Zustand, das andere dem 2s Zustand. Bei Quantensprüngen von diesen Energieniveaus in den Grundzustand wird Strahlung emittiert, deren Wellenlängen im Spektrum als zwei dicht benachbarte Linien erkennbar sind. Die Wellenlänge, die vom Quantensprung  $2p \rightarrow 1s$  herrührt, wird mit  $K_{\alpha 1}$  bezeichnet, die andere mit  $K_{\alpha 2}$ . Welche Wellenlänge wird größer ausfallen? Welche Wellenlängen sind im Spektrum zu erwarten?

Lösung: Die kleinere Energiedifferenz führt zu der größeren Wellenlänge, also wird  $K_{\alpha 2}$  die größere Wellenlänge sein. Um die Wellenlängen zu berechnen, benutzen wir die Bohr'sche Frequenzbedingung  $h \cdot f = |\Delta E|$  und berechnen im ersten Schritt die Frequenzen der Strahlung.

*Anm.: In dieser Form gilt die Bohr'sche Frequenzbedingung ganz allgemein. Sie ist Ausdruck des Energieerhaltungssatzes, der in diesem Fall besagt: Die Photonenenergie (nach Planck's Formel  $E_{\text{Photon}} = h \cdot f$ ) ist gleich der vom Atom abgegebenen Energie  $|\Delta E|$ . Die Berechnung der Energiedifferenz nach Formel 16 (S. 21) gilt dagegen nur für Wasserstoff. Für schwerere Atome gibt es keine einfache Formel zur Berechnung der Energieniveaus.*

Indem wir nach der Frequenz  $f$  auflösen und  $h$  in eVs einsetzen, erhalten wir:

$$f = |\Delta E| / 4,136 \cdot 10^{-15} \text{ eVs}$$

Mit den gegebenen Energiewerten ergibt sich

$$\text{für } K_{\alpha 1}: f = 5414 \text{ eV} / 4,136 \cdot 10^{-15} \text{ eVs} = 1,309 \cdot 10^{18} \text{ Hz,}$$

$$\text{für } K_{\alpha 2}: f = 5405 \text{ eV} / 4,136 \cdot 10^{-15} \text{ eVs} = 1,307 \cdot 10^{18} \text{ Hz.}$$

Die Wellenlängen ergeben sich aus  $\lambda = c/f$  zu

$$\text{für } K_{\alpha 1}: \lambda_1 = c / 1,309 \cdot 10^{18} \text{ Hz} = 0,2290 \text{ nm,}$$

$$\text{für } K_{\alpha 2}: \lambda_2 = c / 1,307 \cdot 10^{18} \text{ Hz} = 0,2294 \text{ nm}$$

Die Wellenlängen liegen also tatsächlich sehr dicht beieinander. Im Umkehrschluss kann man durch eine genaue Analyse des gemessenen Spektrums Aufschlüsse über die Lage der Energieniveaus erhalten.

### Hausaufgabe 18

Im Spektrum von Germanium findet man zwei  $K_\alpha$  Wellenlängen bei 0,1258 nm und 0,1255 nm. Berechnen Sie die entsprechenden Energieniveaus! Skizzieren Sie ein Termschema (Energieleiter) mit allen verfügbaren Informationen.

**Lösung:** Skizze mit Energie, Übergängen und Wellenlängen.

$\ell$ -Wert	Buchst.
0	s
1	p
2	d
3	f
4	g

Ein bestimmtes Energieniveau wird also durch das Zahlenpaar  $n$  und  $\ell$  gekennzeichnet, welches man auch als (Elektronen-) **Konfiguration** bezeichnet. Aus historischen Gründen wird dabei jedoch  $\ell$  nicht direkt angegeben, sondern durch einen aus der Spektroskopie übernommenen Buchstaben, wie in nebenstehender Tabelle dargestellt. Ab g geht es alphabetisch weiter.

Eine Konfiguration gibt man üblicherweise durch ein Symbol an, das aus dem Zahlenwert für  $n$  und dem Buchstaben für  $\ell$  besteht. Für  $n=3$  und  $\ell=0, 1$  und  $2$  ergibt sich so  $3s, 3p$  und  $3d$ . Diese Darstellung nennt man auch spektroskopische Notation.

Eine genauere Untersuchung zeigt, daß noch zwei weitere Quantenzahlen eingeführt werden müssen, die auch Auswirkungen auf die Energieniveaus haben. Auf eine Diskussion dieser Quantenzahlen (magnetische Quantenzahl  $m$  und Spinquantenzahl  $s$ ) wird hier verzichtet. Sie führen aber dazu, daß es zu jeder durch ein bestimmtes Wertepaar  $(n, \ell)$  definierten Konfiguration  $2 \cdot (2\ell + 1)$  verschiedene Energiestufen gibt ( $m$  kann die ganzzahligen Werte zwischen  $-\ell$  und  $+\ell$  annehmen, das sind  $2\ell + 1$  Stück (s. PSE unterste Leiste);  $s$  kann nur die beiden Werte  $\pm 1/2$  annehmen). Diese werden zu einer **Unterschale** zusammengefasst.

Beispiel: Die M-Schale ( $n = 3$ ) enthält die s-Unterschale mit 2 Zuständen (im Periodensystem 2 blaue Spalten), die p-Unterschale mit 6 Zuständen (6 lila Spalten) und die d-Unterschale mit 10 Zuständen (10 grüne Spalten).

Für eine bestimmte Hauptquantenzahl  $n$  ergeben sich dann  $2 \cdot n^2$  Energiestufen, wenn man alle Energieniveaus aller Unterschalen zusammenzählt. Für die M-Schale wären dies beispielsweise 18 Stück.

Ganz grob und vereinfacht gesagt:

Hauptquantenzahl $n$	Schale	Zeile im PS
Nebenquantenzahl $\ell$	Unterschale	Spalte im PS

Anzahl der Zustände in der durch  $\ell$  angegebenen Unterschale:  $2 \cdot (2\ell + 1)$

Anzahl der Zustände in der durch  $n$  angegebenen Schale:  $2 \cdot n^2$ .

### Hausaufgabe 19

a) Wieviele Energiestufen gibt es in der N-Schale insgesamt und in jeder ihrer Unterschalen?

b) Wieviele Energiestufen gibt es in der 3f Unterschale?☛

Lösung: a)

b)

Die folgende Tabelle gibt eine Übersicht über die verschiedenen Schalen.

Schale	Anzahl Energieniveaus	Konfiguration	Anzahl Energieniveaus
K (n=1)	$2 = 2 \cdot 1^2$	1s ( $\ell=0$ )	$2 = 2 \cdot (2 \cdot 0 + 1)$
L (n=2)	$8 = 2 \cdot 2^2$	2s ( $\ell=0$ )	$2 = 2 \cdot (2 \cdot 0 + 1)$
		2p ( $\ell=1$ )	$6 = 2 \cdot (2 \cdot 1 + 1)$
M (n=3)	$18 = 2 \cdot 3^2$	3s ( $\ell=0$ )	$2 = 2 \cdot (2 \cdot 0 + 1)$
		3p ( $\ell=1$ )	$6 = 2 \cdot (2 \cdot 1 + 1)$
		3d ( $\ell=2$ )	$10 = 2 \cdot (2 \cdot 2 + 1)$

### 2.4.2 Atome mit mehreren Elektronen

Die Behandlung von Atomen mit mehreren Elektronen, insbesondere die Ermittlung der Energieniveaus, ist sehr schwierig. Dies liegt vor allem an der gegenseitigen Beeinflussung der Elektronen untereinander. Eine exakte Formel für die Energie der Elektronen lässt sich daher nicht mehr angeben. Man ist hier auf Näherungsverfahren angewiesen.

Qualitativ zeigt sich aber ein ähnliches Bild wie beim Wasserstoff Atom. Man findet wieder Schalen, die durch eine Hauptquantenzahl beschrieben werden können. Sie sind gegenüber dem Wasserstoff Atom aber stark verschoben, was durch die Kraftwirkungen der Elektronen untereinander hervorgerufen wird. Zusätzlich spalten sich die bei festgehaltenem n zu verschiedenen Nebenquantenzahlen  $\ell$  gehörenden Niveaus stark auf. Diese können dabei in die nächst höhere Schale hineinragen. Dies ist am Beispiel des 3d Niveaus zu sehen, das höher als das 4s Niveau liegt.

Füllt man diese Energieniveaus nacheinander mit Elektronen auf, so erhält man die Atome des Periodischen Systems der Elemente.

### 2.5 Das Periodische System der Elemente

Das Periodensystem wurde um 1870 von den beiden Forschern L. Meyer und D. Mendelejew unabhängig voneinander aufgestellt. Sie ordneten die damals bekannten 60 Elemente in eine Tabelle nach steigendem Atomgewicht (heute „relative Atommasse“ genannt) ein und ließen sich dabei von den chemischen Eigenschaften der Elemente leiten.

### 2.5.1 Systematik des Periodensystems

Die in den Spalten untereinander angeordneten Elemente verhalten sich chemisch (und auch physikalisch) ähnlich. Diese Spalten bezeichnet man als **Gruppen**. Es gibt 8 Hauptgruppen und ebensoviele Nebengruppen (man beachte jedoch, daß die Nebengruppe VIIIA drei Spalten umfaßt).

In den Zeilen ändert sich das chemische Verhalten regelmäßig, wenn man von links nach rechts geht. Diese Zeilen, sieben an der Zahl, stellen die **Perioden** des Periodensystems dar. Es fällt auf, dass links, also in der Hauptgruppe I, ein Alkalimetall steht, außer in der ersten Periode. Alkalimetalle verhalten sich chemisch einwertig und sind starke Laugenbildner. Sie leiten Strom und Wärme gut. Beim Fortschreiten nach rechts nimmt der Metallcharakter immer mehr ab. Am rechten Ende (Hauptgruppe VIII) finden sich die Edelgase wieder, die sehr reaktionsträge sind. Dieses Schema findet sich dann in der nächsten Zeile wieder, es wiederholt sich periodisch. Daher der Name Periodensystem.

Die Elemente wurden in diese Tabelle eingetragen und von links oben nach rechts unten durchnummeriert. Da seinerzeit noch nicht alle Elemente gefunden worden waren, musste man an einigen Stellen Lücken lassen, um die Systematik aufrecht zu erhalten. Diese Lücken forderte die Chemiker natürlich dazu heraus, die fehlenden Elemente (z. B. Germanium) zu entdecken. Durch die Lage dieser Lücken im Periodensystem konnten die chemischen und physikalischen Eigenschaften der unbekanntenen Elemente qualitativ vorhergesagt werden. Dies war natürlich bei der Suche nach ihnen sehr hilfreich.

Die Nummer eines Elements im Periodensystem wird **Ordnungszahl** genannt und als unterer linker (manchmal auch rechter) Index an das chemische Symbol des Elements gesetzt, z. B.  ${}_6\text{C}$  für Kohlenstoff (Carbonium). Wie wir bereits durch Rutherfords Experimente wissen, stimmt die Ordnungszahl mit der Kernladungszahl und damit auch mit der Anzahl der Elektronen in der Hülle überein. Somit hat die zunächst nur als fortlaufende Nummer eingeführte Ordnungszahl im Nachhinein eine physikalische Bedeutung erhalten. Merke:

Ordnungszahl = Kernladungszahl ( $Z$ ) = Anzahl der Elektronen

Die folgende Tabelle gibt einen Überblick über die Perioden.

Nr.	Bezeichnung	Elemente	Anzahl der El.
1	Vorperiode	1 und 2 (H und He)	$2 = 2 \cdot 1^2$
2	1. Kurzperiode	3 bis 10 (Li bis Ne)	$8 = 2 \cdot 2^2$
3	2. Kurzperiode	11 bis 18 (Na bis Ar)	$8 = 2 \cdot 2^2$
4	1. Langperiode	19 bis 36 (K bis Kr)	$18 = 2 \cdot 3^2$
5	2. Langperiode	37 bis 54 (Rb bis Xe)	$18 = 2 \cdot 3^2$
6	Überlangperiode	55 bis 86 (Cs bis Rn)	$32 = 2 \cdot 4^2$
7	Nachperiode	87 bis 109 (Fr bis Mt, bis ${}_{92}\text{U}$ natürlich, danach nur künstlich herstellbar)	bisher 23 Elemente

Von der ersten Langperiode ab werden die Gruppen in eine Haupt- und eine Nebengruppe aufgespalten. Die Nebengruppe VIIIA umfasst allerdings, wie bereits erwähnt, drei Spalten! Zwischen  ${}_{57}\text{La}$  und  ${}_{72}\text{Hf}$  befinden sich weitere 14 Elemente, die als Seltene Erden oder Lanthanoide bezeichnet werden. An das Actinium schließen sich ebenfalls 14 Elemente, die Actinoide, an. Hier finden wir Uran (Nr. 92) als letztes natürlich vorkommendes Element, das als Kernbrennstoff Verwendung findet. Elemente mit noch höheren Ordnungszahlen können nur noch künstlich durch Kernverschmelzungen hergestellt werden. Diese Kerne sind meist nur sehr kurzlebig.

### 2.5.2 Aufbau der Atome

Wenn wir die Energieniveaus (s. Fotokopie) nacheinander mit Elektronen besetzen, erhalten wir die Elemente des Periodensystems. Dabei müssen die weiter oben angegebenen Maximalzahlen beachtet werden.

Das Periodensystem beginnt mit Wasserstoff, das ein 1s Elektron besitzt (Ordnungszahl 1). Nach dem Wasserstoff folgt zunächst das Helium, das mit einem zweiten Elektron die 1s Unterschale vervollständigt. Man schreibt für diese Belegung auch  $1s^2$ , wobei der hochgestellte Index die Anzahl der Elektronen angibt. Damit ist die K-Schale vollständig belegt.

*Anmerkung: Im Klett-Periodensystem (Folie PSE.png) ist für jedes Atom die Elektronenbelegung (soweit bekannt) nach Haupt- und Unterschale angegeben. Die Hauptschale wird in der rechten Legende abgelesen, die Unterschale (der Codebuchstabe) in der unteren Legende. Die Quantenzahlen  $\ell$ ,  $m$  und  $s$  des zuletzt hinzugekommenen Elektrons (beim Fortschreiten nach der Ordnungszahl) kann außerdem in der Quantenzahlleiste unter der Tabelle abgelesen werden.*

Es folgt in der 1. Kurzperiode Lithium (Ordnungszahl 3), das die L-Schale anbricht. Seine Elektronenkonfiguration ist  $1s^2 2s^1$ . Da es in der K-Schale dem Helium entspricht, schreibt man dafür auch kurz (He)  $2s^1$ . Hierdurch erspart man sich das lästige Aufzählen der gleich gebliebenen inneren Schalen.



len, ein Vorteil, der erst bei höheren Perioden deutlich wird. Mit Beryllium wird die 2s Unterschale komplettiert. Ab dem Element Bor wird die 2p Unterschale aufgefüllt (6 Energieniveaus), die beim Neon voll ist. Neon hat also die Besetzung  $1s^2 2s^2 2p^6$  oder (He)  $2s^2 2p^6$ . Diese Konfiguration der Valenzelektronen findet sich in allen Edelgasen außer Helium wieder.

Ein Blick auf das Energieniveauschema (Fotokopie „Energieleiter“) zeigt uns, dass die Auffüllung der Niveaus mit Elektronen auf der Energieskala von unten nach oben erfolgt ist. Dieses Grundprinzip lässt sich auch in den weiteren Elementen verfolgen. Die Natur „versucht“ also bei der Besetzung mit Elektronen mit möglichst wenig Energie auszukommen. Ein höheres Energieniveau wird erst besetzt, wenn alle darunterliegenden voll sind.

Noch weniger Energie hätte ein Atom, wenn sich alle Elektronen im 1s Energieniveau ansammeln würden. Da dies aber nicht der Fall ist, scheint hier das Grundprinzip nach möglichst geringer Energie verletzt zu sein. Dieser scheinbare Widerspruch fiel zuerst dem deutschen Physiker Wolfgang Pauli auf. Er erkannte, dass man das scheinbar widersprüchliche Verhalten „erklären“ kann, wenn man eine einfache Regel postuliert: Keine zwei Elektronen in einem Atom dürfen die gleichen vier Quantenzahlen  $n$ ,  $\ell$ ,  $m$  und  $s$  haben (sog. **Pauli-Prinzip**). Mit dieser Regel ergeben sich genau die beobachteten Besetzungszahlen. Die Besetzungszahl für eine Unterschale  $2 \cdot (2\ell + 1)$  ergibt sich dann aus den 2 Möglichkeiten für die Spinquantenzahl ( $\pm 1/2$ ) kombiniert mit den  $2\ell + 1$  Möglichkeiten der magnetischen Quantenzahl ( $m = -\ell \dots \ell$ ).

Nach dem Pauli-Prinzip dürfen in einem Atom keine zwei Elektronen in allen vier Quantenzahlen  $n$ ,  $\ell$ ,  $m$  und  $s$  übereinstimmen. Pauli konnte damit erklären, dass sich die Elektronen in einem Atom nicht alle im Zustand niedrigster Energie (1s) ansammeln.

Analog erfolgt die Auffüllung in der 2. Kurzperiode von Natrium bis Argon.

### Hausaufgabe 20

Erläutern Sie das Farbschema des Periodensystems. Warum gibt es nur 6 lila, aber 10 grüne Spalten?

Danach schleichen sich einige Unregelmäßigkeiten ein. Nach Argon, also mit dem Element Kalium, wird *nicht* die 3d Unterschale angebrochen, sondern zunächst das 4s Niveau besetzt (Folie PSE\_Ausschnitt.png). Diese wird mit Calcium vervollständigt. Das liegt daran, dass das 4s Niveau niedriger liegt als das 3d Niveau. Bei einem Blick auf die ersten beiden Hauptgruppen finden wir dieses Verhalten in den anderen Perioden außer der ersten wieder.

Eine weitere Unregelmäßigkeit tritt beim Chrom auf, bei dem ein 4s Elektron in das 3d Niveau rutscht. Das gleiche sieht man nochmal beim Übergang von Nickel zu Kupfer. Anscheinend liegen hier die 4s und 3d Niveaus sehr dicht

beieinander. Ähnliche Unregelmäßigkeiten sind auch bei den Elementen Niob bis Silber in der nächsten Periode zu beobachten.

Es sollte betont werden, dass das Energieniveauschema (Fotokopie) kein statisches Gebilde ist, das einheitlich für alle Atome gilt. Es macht nur das Prinzip deutlich, stellt also eine Art „Generalschema“ dar. Jedes Atom hat sein individuelles Energieniveauschema, das jeweils aus den potentiellen und kinetischen Energien der einzelnen Elektronen (näherungsweise numerisch) zu berechnen ist. Es darf also nicht verwundern, wenn das Energieniveauschema von Kupfer etwas anders ist als das von Nickel. Denn das zusätzliche 29. Elektron wirkt durch seine Ladung, d. h. die Coulomb-Kraft, auf die anderen 28 Elektronen zurück.

Wir fassen unsere Erkenntnisse zum Aufbau des Periodischen Systems nun zusammen:

Wenn man im Periodischen System von einem Element zum nächsten geht, so bedeutet dies für die Atomhülle, dass jeweils ein weiteres Elektron eingebaut wird. Dabei wird immer ein möglichst niedriges Energieniveau besetzt, das noch mit dem Pauli-Prinzip in Übereinstimmung steht.

Eine Unterschale kann maximal  $2 \cdot (2\ell + 1)$  Elektronen aufnehmen.

Eine Hauptschale kann maximal  $2 \cdot n^2$  Elektronen aufnehmen.

Die Gesamtzahl der Elektronen ist die Ordnungszahl des Elements.

### **Hausaufgabe 21**

Geben Sie die Elektronenbesetzung von Kohlenstoff, Magnesium und Eisen in spektroskopischer Notation an (ausführliche und abgekürzte Schreibweise)!

Lösung:

Inhaltsverzeichnis:

1	Die Natur des Lichts .....	1
1.1	Wellen- und Teilchenbild.....	1
1.2	Wellenlänge und Frequenz .....	2
1.3	Lichtquanten .....	3
1.4	Weitere Indizien für die Photonenhypothese.....	6
1.4.1	Belichtung von fotografischen Schichten .....	6
1.4.2	Wirkung von Röntgenstrahlung .....	6
1.4.3	Spektrum der Röntgenröhre .....	6
1.4.4	Der Fotoeffekt .....	9
2	Das Rätsel der Atome .....	12
2.1	Rutherfords Atommodell.....	12
2.1.1	Probleme mit dem Rutherfordschen Atommodell .....	13
2.2	Energiestufen in Atomen.....	14
2.2.1	Die Linienspektren der Gase .....	14
2.2.2	Der Franck-Hertz Versuch .....	17
2.3	Das Bohrsche Atommodell .....	17
2.3.1	Das erste Bohrsche Postulat .....	17
2.3.2	Das zweite Bohrsche Postulat .....	18
2.3.3	Anwendung auf das Wasserstoff Atom .....	19
2.3.4	Linienspektrum des Wasserstoffs .....	23
2.3.5	Zusammenfassende Bewertung des Bohrschen Atommodells ...	24
2.4	Weiterentwicklung des Bohrschen Atommodells.....	25
2.4.1	Sommerfelds Erweiterung des Bohrschen Atommodells.....	25
2.4.2	Atome mit mehreren Elektronen .....	30
2.5	Das Periodische System der Elemente .....	30
2.5.1	Systematik des Periodensystems .....	31
2.5.2	Aufbau der Atome .....	32